

2 volumes
$7.50 —

LEÇONS
DE CHIMIE
APPLIQUÉE
A LA TEINTURE.

Paris, imprimerie de Decourchant,

RUE D'ERFURTH, N° 1, PRÈS DE L'ABBAYE.

LEÇONS
DE CHIMIE

APPLIQUÉE

A LA TEINTURE,

PAR M. E. CHEVREUL,

MEMBRE DE L'INSTITUT, DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES,
DE L'ACADÉMIE ROYALE DES SCIENCES DE STOCKHOLM,
PROFESSEUR DE CHIMIE APPLIQUÉE AUX ARTS AU JARDIN DU ROI,
DIRECTEUR DES TEINTURES DES MANUFACTURES ROYALES.

TOME SECOND.

16ᵉ A 30ᵉ LEÇON.

PARIS,

PICHON ET DIDIER, ÉDITEURS

Des Cours de MM. Villemain, Cousin, Guizot, Laugier, Geoffroy-Saint-Hilaire, etc.,

QUAI DES AUGUSTINS, Nº 47.

1830

SEIZIÈME LEÇON.

MAGNÉSIUM (Mg).

QUARANTE-SIXIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — MAGNÉSIUM.

I. NOMENCLATURE.

Le magnséium a d'abord été appelé *magnium*. *Magnésium* vient de *magnésie*, nom d'une base alcaline d'où ce corps a été retiré.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le magnésium est solide, fusible et fixe, du moins à une chaleur rouge cerise.

Il est plus dense que l'eau.

Son poids atomistique est de 294,258.

Il est blanc.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles ont été peu étudiées, par la raison que le magnésium n'a été obtenu qu'en très-petite quantité, et par quelques chimistes seulement.

On sait qu'en en élevant la température au milieu de l'air, il brûle avec une flamme rouge, et se convertit en oxide de magnésium ou magnésie.

On sait qu'il s'unit à tous ou à la plupart au moins des corps qui sont en général électro-négatifs, comme le phtore, le chlore, le brome, l'iode, etc.; mais ces combinaisons n'ont point été produites directement avec le magnésium.

Ce métal décompose l'eau à la température ordinaire; il en résulte de l'hydrogène et du protoxide de magnésium. L'acide hydrochlorique ajouté à l'eau en accélère la décomposition.

IV. PRÉPARATION.

En traitant de la manière dont la chimie procède pour reconnaître la nature composée des corps, j'ai eu l'occasion de vous parler de la décomposition de l'eau par la pile voltaïque (Ire *leçon, page* 28); lorsque cet instrument est isolé, une de ses extrémités ou *pôles* est chargée d'électricité positive, tandis que l'autre l'est d'électri-

cité négative; si l'on met les *pôles* en communication au moyen d'un fil métallique, les électricités positive et négative se réunissent dans ce fil, tandis que l'appareil lui-même donne lieu à un nouveau développement d'électricités contraires qui se réunissent encore dans le fil; ces actions se continuant un certain temps, elles produisent un *courant électrique*. Nous avons vu que l'eau, qui est d'ailleurs capable de conduire l'électricité, se décompose lorsqu'elle est exposée à l'action de ce courant, l'affinité de ses principes étant inférieure à la *double action* qui sollicite chacun d'eux à se porter à un des pôles de la pile : je dis double action, parce que le principe qui se porte à un pôle, y va en vertu de la force attractive de ce même pôle et en vertu de la force répulsive de l'autre pôle.

Que l'on fasse une boule avec un mélange humide de 1 partie de peroxide de mercure, et de 3 parties d'oxide de magnésium, qu'on la façonne en capsule, et qu'on la place sur une lame de platine isolée qu'on fera communiquer au pôle positif de la pile; qu'on mette dans la capsule un globule de mercure, dans lequel on plongera l'extrémité du fil négatif de la pile; il arrivera, en supposant l'électricité suffisamment

énergique, qu'une partie de l'eau, de l'oxide de magnésium et du peroxide de mercure, se décomposera ; leur oxigène se portera vers la lame de platine électrisée positivement, et leur hydrogène, leur magnésium et leur mercure iront au pôle négatif : là, l'hydrogène se dégagera, tandis que les deux métaux feront un amalgame : on prendra cet amalgame, et, en le distillant dans une très-petite cornue de verre vide d'air, ou pleine de gaz azote ou d'hydrogène, le magnésium restera, tandis que le mercure se distillera. Ce procédé est de MM. Berzelius et Pontin.

Sir H. Davy a réduit l'oxide de magnésium en le chauffant au blanc, et dirigeant ensuite dessus du potassium en vapeur. Il est probable que son chlorure céderait de même à l'action du potassium.

V. HISTOIRE.

La magnésie fut décomposée en 1808 par sir H. Davy.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU MAGNÉSIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS ÉTUDIÉS PRÉCÉDEMMENT.

CHAPITRE II.

§ Ier.

OXIDE DE MAGNÉSIUM ($\ddot{M}g$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	40,46	2	200,00
Magnesium. . . .	59,54	1	294,26
	100,00	poids at.	494,26

II. NOMENCLATURE.

Magnésie, magnésie calcinée, magnésie anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La magnésie est en poudre, infusible au feu de nos fourneaux ordinaires, mais fusible dans la

flamme du chalumeau de Newman, et le feu électrique d'une forte batterie.

Sa densité est de 2,3.

Elle est parfaitement blanche.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

De toutes les bases salifiables examinées jusqu'ici, il n'y a que l'ammoniaque qui soit comparable à la magnésie, sous le rapport de l'énergie de ses propriétés alcalines.

La magnésie neutralise très-bien les acides.

Elle est soluble dans l'eau, et ce qu'il y a de remarquable, plus à la température ordinaire qu'à celle de 100°: suivant M. Fife, à 15d,5 l'eau en dissout $\frac{1}{5700}$, et à 100° $\frac{1}{36000}$.

Cette dissolution agit comme un alcali sur la teinture des violettes et l'hématine, c'est-à-dire qu'elle verdit la première et fait passer la seconde au pourpre.

Elle est susceptible de former un hydrate solide avec l'eau; c'est à cet état de combinaison que se trouve la magnésie obtenue de la précipitation d'un sel par la potasse.

Elle est soluble dans les acides hydrochlo-

rique, nitrique, sulfurique, et même hydrosulfurique.

Le chlore, la magnésie et l'eau *paraissent* donner naissance à du chlorate et à de l'hydrochlorate de magnésie, du moins quand l'eau n'est pas en trop grande quantité; car dans ce cas il se forme un chlorure de magnésie.

L'iode, la magnésie et l'eau donnent naissance à de l'iodate et de l'hydriodate de magnésie.

Elle est insoluble dans l'ammoniaque.

L'iode, le soufre, le phosphore en vapeur paraissent être sans action sur la magnésie rouge de feu.

B. *Cas où elle est altérée.*

Le chlore que l'on fait passèr sur la magnésie chauffée au rouge en expulse de l'oxigène, et se combine au magnésium. Pour 1 volume d'oxigène expulsé, il y en a 2 de chlore qui sont fixés.

Le potassium s'empare de son oxigène.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est inodore, insipide ou presque insipide; si on lui trouve un goût urineux lorsqu'on la met dans la bouche, c'est qu'elle dégage de l'ammoniaque des sels contenus dans la salive, et que cette ammoniaque, devenue libre, agit sur la membrane pituitaire.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle existe dans la nature à l'état de borate, de carbonate, de sulfate, de nitrate, d'hydrochlorate, de silicate.

VII. PRÉPARATION.

On prend du sulfate de magnésie, qui ne doit pas se troubler lorsqu'on y ajoute de l'hydrosulfate de potasse ou d'ammoniaque (1); on le dissout dans 50 parties d'eau environ; on y verse une solution de sous-carbonate de soude, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité de sous-carbonate de magnésie. On laisse reposer, on décante la liqueur, et on la remplace par de l'eau, qu'on décante de nouveau. On réitère le lavage plusieurs fois, puis on verse le sous-carbonate de magnésie sur un filtre pour le faire égoutter; on passe encore de l'eau dessus. On le fait sécher.

Le sous-carbonate de magnésie séché, chauffé au rouge dans un creuset de platine ou d'argent, se réduit en magnésie pure.

(1) Le sulfate de magnésie, obtenu par le grillage de minerais pyriteux et magnésiens, peut contenir des sulfates de fer, de manganèse et de cuivre. Tous ces sulfates sont précipités par l'hydrosulfate de potasse ou d'ammoniaque.

On reconnaît la pureté de cette base lorsqu'elle est dissoute en totalité et sans effervescence par l'acide hydrochlorique, et que la solution n'est pas troublée par l'hydrosulfate de potasse et le nitrate de baryte.

VIII. USAGES.

Dans plusieurs ateliers on a employé la magnésie hydratée ou carbonatée, avec succès, pour neutraliser l'acide hydrochlorique de l'eau de chlore que l'on employait au blanchîment des étoffes de coton. Cet usage est fondé sur la facilité avec laquelle elle neutralise les acides, comme l'est en médecine son emploi pour absorber les acides des premières voies.

IX. HISTOIRE.

Au commencement du 18e siècle, un chanoine romain mit dans le commerce, sous le nom de *magnesia alba*, *poudre du comte de Palme*, une magnésie impure probablement. En 1707, Valentini annonça qu'on pouvait l'obtenir des eaux-mères du nitre, en les faisant évaporer, et en en calcinant le résidu. Enfin elle fut distinguée comme une espèce particulière de base salifiable par Black et Margraff.

§ II.

HYDRATE D'OXIDE DE MAGNÉSIUM ($^2\dot{H}^2 \ddot{Mg}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau.	31,28	2	224,96
Magnésie. . .	68,72	1	494,26
	100,00	poids at.	719,22

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de magnésie.

III. PROPRIÉTÉS.

Elles ne diffèrent point assez de celles de la magnésie anhydre pour les décrire. Je dirai seulement que cet hydrate perd son eau à une chaleur rouge, et peut-être auparavant, et qu'il est dissous plus promptement par les acides que ne l'est la magnésie anhydre.

IV. PRÉPARATION.

On précipite le sulfate de magnésie pur par la potasse ou la soude caustique. Le précipité gélatineux qu'on obtient doit être lavé dans un

flacon avant d'être jeté sur un filtre. Si, après l'avoir lavé, on le conserve sous l'eau, on observe que peu à peu les flocons diminuent de volume, et tendent à cristalliser en petits grains.

CHAPITRE III.

CHLORURE DE MAGNÉSIUM (4Ch Mg).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore	75,05	4 . . .	885,30
Magnésium . . .	24,95	1 . . .	294,26
	100,00	poids at.	1179,56

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés de ce chlorure sont analogues à celles du chlorure de calcium, dont je parlerai plus tard.

CALCIUM (Ca).

QUARANTE-SEPTIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — CALCIUM.

I. NOMENCLATURE.

Calcium est dérivé du latin *calx*, chaux, parce qu'il a été retiré de cette base salifiable.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide.
Son poids atomistique est de 512,06.
Il est d'un blanc d'argent brillant.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Chauffé légèrement avec le contact de l'air, il s'enflamme, et produit du protoxide de calcium ou de la chaux caustique.

Il fait effervescence avec l'eau, parce qu'il s'empare de son oxigène, et qu'il met l'hydrogène en liberté.

IV. ÉTAT NATUREL.

Les combinaisons salines de son protoxide sont très-répandues dans la nature, ainsi que nous le dirons d'une manière plus particulière en traitant de la chaux.

V. PRÉPARATION.

On peut le préparer par le procédé de Berzelius et Pontin, que j'ai décrit (page 2 de cette leçon).

VI. HISTOIRE.

Sir H. Davy décomposa l'oxide de calcium en 1808.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU CALCIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS PRÉCÉDEMMENT EXAMINÉS.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE CALCIUM ($\ddot{C}a$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène.	28,09	2	200,00
Calcium.	71,91	1	512,06
	100,00	poids at.	712,06

II. NOMENCLATURE.

Chaux caustique, chaux anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La chaux est solide, infusible au feu de nos fourneaux si elle n'est pas en contact avec des

corps susceptibles de s'y combiner, car alors elle pourrait se vitrifier : c'est ce qui est arrivé à certains morceaux de chaux du commerce qui sont à l'état de scories vitreuses. Si elle était exposée au feu d'une forte batterie électrique ou dans la flamme du chalumeau de Newman, elle se fondrait.

Sa densité est de 2,3.

Elle est blanchâtre. La chaux du commerce peut être colorée par des peroxides de fer et de manganèse.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où la chaux ne se décompose pas.*

La chaux est douée de l'alcalinité à un plus haut degré que la magnésie; aussi exerce-t-elle une action bien plus forte sur la teinture de violette, sur l'hématine, et en général sur tous les principes colorans organiques. Elle forme avec les acides des sels bien caractérisés.

Elle est sans action sur l'oxigène gazeux, mais elle est susceptible de s'unir à celui de l'eau oxigénée, et de constituer un peroxide.

Elle a une affinité prononcée pour l'eau, quel que soit l'état d'agrégation des particules de ce liquide.

A. De la chaux et de la glace en poudre, mêlées ensemble, s'unissent en dégageant de la chaleur.

B. D'après ce résultat, vous devez croire que l'action sera bien plus vive lorsqu'on substituera l'eau liquide à la glace. En effet, si l'on verse la première peu à peu sur un morceau de chaux, celui-ci l'absorbera avec un léger frémissement sans paraître mouillé. Cet effet est dû à la grande porosité du solide, porosité qui sera expliquée quand il sera question de la préparation de la chaux; mais il arrive un moment où la chaux *fuse*, c'est-à-dire, qu'elle s'échauffe, se gonfle, se délite en morceaux qui se réduisent eux-mêmes en poussière; alors de la vapeur s'en dégage avec sifflement dans l'atmosphère, où elle se condense en partie à l'état de vapeur vésiculaire par le refroidissement qu'elle y éprouve. Ces phénomènes sont produits par la chaleur résultante de l'action chimique des deux corps; pendant qu'une portion d'eau forme avec la chaux un hydrate, l'autre portion est portée à une température si élevée, qu'elle passe presque subitement de l'état liquide à l'état de fluide élastique (1 volume d'eau à 4°, passant à l'état de fluide élastique à 100°, oc-

cupe 1696 volumes); dès lors, en vertu de cette force expansive, la vapeur aqueuse se dégage avec sifflement et en écartant les parties solides qui lui résistent toujours par suite de leur agrégation. On conçoit d'après cela que si de la chaux imprégnée d'eau était subitement enfermée dans une enveloppe solide qu'elle remplirait plus ou moins exactement, elle pourrait la briser avec une sorte d'explosion. Au reste, c'est un fait dont j'ai été témoin : une personne qui commençait l'étude de la chimie avait mis dans des flacons de verre de la chaux qui était imprégnée d'eau depuis environ une demi-heure, et qui ne s'était point encore délitée, quand, au bout d'une heure, ces flacons se brisèrent avec bruit.

La chaux qui a été réduite par l'eau en petits morceaux ou en poudre est dite *délitée*, ou *éteinte à l'eau.*

Ce que je viens de dire donne la raison pourquoi il faut plus d'eau pour éteindre la chaux qu'il n'en faut pour constituer l'hydrate de cette base.

Lorsque la chaux vive est submergée dans une quantité d'eau suffisante, elle ne fuse pas, par la raison que la chaleur provenant de la réaction des corps est absorbée par la masse de

l'eau liquide, et qu'alors il ne peut se dégager de vapeur.

C. Lorsque la chaux est en quantité suffisante dans un espace limité où il y a de la vapeur d'eau, soit pure, soit mêlée à des gaz qui n'ont pas d'action sur la chaux, celle-ci réduit l'espace à la sécheresse extrême, parce qu'elle absorbe toute la vapeur d'eau pour former avec elle un hydrate.

La chaux est susceptible de se dissoudre dans l'eau, et, comme la magnésie, elle y est plus soluble à froid qu'à chaud. Cette dissolution est *l'eau de chaux*. Suivant Dalton, il faut pour dissoudre

1 part. de chaux	à la tempér. de	zéro	635	parties d'eau.
—	—	15,6	770	—
—	—	54,4	772	—
—	—	100,0	1270	—

La chaux qui est exposée à l'atmosphère en absorbe la vapeur aqueuse, ensuite l'hydrate formé absorbe l'acide carbonique; mais, à mesure que cette combinaison a lieu, l'eau se sépare de la chaux, car le sous-carbonate de cette base est naturellement anhydre. D'après cela, on conçoit la nécessité de renfermer l'hy-

drate de chaux soigneusement, si on veut le conserver à l'état de pureté.

La chaux qui est réduite en poudre par son exposition à l'atmosphère, et qu'on dit *éteinte à l'air*, est, pour la plus grande partie au moins, changée en sous-carbonate; il ne faut donc pas la confondre dans l'usage avec *la chaux éteinte à l'eau*, qui est un hydrate exempt de carbonate.

L'eau de chaux exposée à l'air se recouvre d'une pellicule de sous-carbonate de chaux.

La chaux anhydre n'absorbe le gaz acide carbonique que très-lentement.

La chaux anhydre ne s'unit pas au chlore; mais à l'état d'hydrate elle s'y combine.

B. *Cas où la chaux est décomposée.*

Si la chaux anhydre n'éprouve pas d'action de la part du chlore à la température ordinaire, il n'en est pas de même à une température rouge, le chlore en chasse l'oxigène et en prend la place.

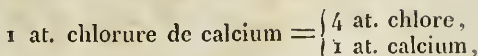
Pour décomposer 1 atome de chaux

$$= \begin{cases} \text{2 at. oxigène,} \\ \text{1 at. calcium,} \end{cases}$$

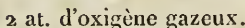
il faut

4 at. de chlore.

On obtient alors

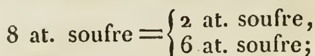

1 at. chlorure de calcium = { 4 at. chlore, 1 at. calcium,

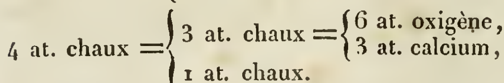
et


2 at. d'oxigène gazeux.

Ce chlorure est susceptible de s'unir avec la chaux.

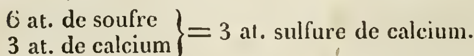
Le soufre en vapeur qu'on fait passer sur de la chaux chauffée au rouge dans un tube de porcelaine, donne lieu à une formation de sulfate de chaux et de sulfure de calcium. Que l'on ait


8 at. soufre = { 2 at. soufre, 6 at. soufre;


4 at. chaux = { 3 at. chaux = { 6 at. oxigène, 3 at. calcium, ; 1 at. chaux.

2 atomes de soufre, en s'unissant aux 6 atomes d'oxigène des 3 atomes de chaux, donneront 2 atomes d'acide sulfurique qui neutraliseront l'atome de chaux.

Il restera


6 at. de soufre, 3 at. de calcium } = 3 at. sulfure de calcium.

Le phosphore qu'on fait passer sur de la chaux rouge de feu s'y fixe, et forme un composé que l'on a appelé *phosphure de chaux;* mais il est très-probable qu'il se passe ici quel-

que chose d'analogue à ce qui a lieu dans la réaction du soufre sur la chaux, c'est-à-dire qu'il se forme un phosphate à base d'oxide et un phosphure métallique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

La chaux désorganise les matières animales, mais il en faut une certaine quantité : c'est de là que lui vient l'épithète de *caustique*, qu'on lui donne quand elle est anhydre ; sous ce rapport, la chaux diffère de la magnésie.

La chaux mise sur la langue en absorbe d'abord l'humidité, puis elle a un goût particulier, et produit encore plus que la magnésie la sensation qu'on a improprement appelée *goût urineux*. (Voyez page 7).

VI. ÉTAT NATUREL.

La chaux ne peut exister dans la nature à l'état de pureté qu'autant qu'elle est soustraite au contact de l'air atmosphérique. On conçoit sans peine qu'il peut s'en trouver dans des roches qui ont éprouvé l'action du feu des volcans, et qui contenaient dans l'origine du sous-carbonate calcaire.

La chaux se rencontre dans le règne inorganique en très-grande quantité à l'état de nitrate, de

sulfate, de phosphate, d'arséniate, de silicate, de carbonate, etc.

Elle existe en assez grande quantité dans les plantes à l'état de sulfate, de phosphate, d'oxalate, et de sels contenant des acides organiques.

Le squelette osseux qui donne aux animaux vertébrés leur forme principale, et auquel sont fixés médiatement ou immédiatement les ligamens, les tendons et les muscles, contient une grande quantité de phosphate de chaux et une petite quantité de sous-carbonate ; les coquilles des mollusques, les coquilles des œufs d'oiseaux, les polypiers, sont formés en grande partie de ce dernier sel. La chaux a donc d'intimes rapports avec les animaux. Si dans les végétaux nous n'avons pas, à la première vue, de motif de croire à l'indispensable nécessité de sa présence pour l'existence de ces êtres, cependant on pourrait commettre une grave erreur en la considérant comme accidentelle, car il est bien probable qu'elle est absolument nécessaire pour neutraliser certains acides. Si cette opinion n'a pas été prouvée, l'opinion contraire est loin de l'avoir été.

VII. PRÉPARATION.

Pour préparer de la chaux pure, il faut se procurer du sous-carbonate de chaux pur, puis le soumettre à l'action d'une chaleur blanche dans un creuset de platine ou dans une cornue de grès. L'acide carbonique, qui n'était à l'état solide dans le sous-carbonate de chaux que par l'affinité de cette base, acquiert à une certaine température une force expansive telle, que cette affinité se trouve tout-à-fait surmontée ; dès lors il quitte la chaux, qui, à cette température, étant fixe et infusible, reste dans le creuset ou la cornue en conservant à peu près un volume égal à celui du carbonate d'où elle provient. Ce dernier résultat nous explique maintenant sa porosité, et l'action que nous lui avons reconnue précédemment d'imbiber une assez grande quantité d'eau sans paraître mouillée.

La chaux que l'on obtient en grand est rarement pure, parce que les pierres à chaux ou sous-carbonates calcaires natifs que l'on calcine, contiennent presque toujours des matières fixes étrangères qui se retrouvent nécessairement dans la chaux provenant de leur calcination. Il existe quelques-unes de ces matières étrangères qui lui

donnent des propriétés remarquables qu'elle ne possède pas à l'état de pureté, et dont nous dirons quelques mots.

La calcination des pierres calcaires s'exécute ordinairement dans un grand fourneau cylindrique formé d'un foyer et d'un cendrier; on met sur la grille un lit de bois et de charbon de terre, par-dessus une couche de pierres calcaires cassées en morceaux, puis des couches alternatives de charbon de terre et de pierres calcaires, et cela jusqu'à l'orifice du fourneau, qui est presque toujours découvert; enfin on met le feu au bois du lit inférieur.

La chaux doit être conservée dans des lieux secs où l'air ne peut que difficilement se renouveler.

Observations sur les pierres à chaux et leurs produits.

A. Lorsque les pierres à chaux ne contiennent que du sous-carbonate pur, ou presque pur, le produit de leur calcination est appelé *chaux grasse*.

B. Si elles sont mélangées d'un sable siliceux plus ou moins grossier, elles donnent la *chaux maigre non hydraulique*.

Nous supposons que les pierres à chaux précédentes *A* et *B* ont été calcinées de manière à perdre tout leur acide.

C. Lorsqu'au contraire les pierres à chaux contiennent de la silice suffisamment divisée, ou, ce qui revient au même, de l'argile, elles donnent de la *chaux maigre hydraulique*, en supposant que la calcination n'ait pas été poussée jusqu'à opérer un commencement de fusion ou un trop grand rapprochement des molécules.

A. PROPRIÉTÉS DE LA CHAUX GRASSE.

La chaux grasse, suivant son degré de pureté, jouit plus ou moins de toutes les propriétés que nous avons reconnues à la chaux anhydre pure. Ainsi, elle est blanche en général; elle s'éteint plus ou moins rapidement avec l'eau, en développant plus ou moins de chaleur, et conséquemment elle se délite, se réduit en poudre, et augmente beaucoup de volume.

Lorsqu'on l'a réduite en pâte, avec une quantité d'eau plus considérable que celle qui est nécessaire pour la convertir en hydrate, on peut la conserver hors du contact de l'air, c'est-à-dire dans la terre humide ou sous l'eau,

pendant 1, 2, 3 ans, sans qu'elle éprouve de changement sensible dans l'agrégation de ses parties. La preuve de ce fait est la manière dont on la conserve dans les campagnes pour la bâtisse : on creuse une fosse dans un terrain glaiseux ou argileux ; ou si le terrain n'est pas compacte, on glaise les parois de la fosse, puis on y met la chaux en pâte, que l'on presse autant que possible, et qu'on recouvre d'abord de sable et ensuite d'argile bien battue.

La pâte de chaux grasse réduite en petits morceaux se dessèche à l'air, absorbe de l'acide carbonique, durcit, et est alors susceptible de recevoir un beau poli.

B. PROPRIÉTÉS DE LA CHAUX MAIGRE NON HYDRAULIQUE.

Elle a des propriétés analogues à la précédente, sauf qu'à poids égal elle produit moins de chaleur pendant son extinction, et qu'elle donne une pâte qui, une fois durcie à l'air, n'est pas susceptible de se polir.

C. PROPRIÉTÉS DE LA CHAUX MAIGRE HYDRAULIQUE.

La chaux maigre hydraulique est rarement

blanche; elle est presque toujours colorée en gris jaunâtre ou verdâtre par des oxides de fer ou de manganèse.

Elle imbibe l'eau qu'on jette dessus; mais en s'y combinant, elle ne donne pas lieu à ce vif dégagement de chaleur qu'on remarque dans l'extinction de la chaux grasse; et si l'on réduit en pâte, au moyen de l'eau, des poids égaux de chaux maigre hydraulique et de chaux grasse, on trouvera que celle-ci occupera bien plus de volume que la chaux maigre hydraulique; et on verra d'un autre côté, qu'au bout d'une demi-heure ou de quelques heures, elle n'aura pas éprouvé de changement dans sa consistance: tandis que la pâte de chaux maigre hydraulique se sera plus ou moins durcie, ainsi que cela arrive au plâtre qu'on vient de gâcher. Ainsi, d'après ces propriétés, on conçoit que la chaux maigre hydraulique ne pourra être conservée dans la terre humide ou sous l'eau, car elle y prend la consistance d'une pierre tendre.

La pâte de chaux maigre hydraulique exposée à l'air prend la consistance de la craie, et ne peut recevoir le poli.

La chaux hydraulique doit sa propriété caractéristique à la silice qu'elle contient, et qui

s'y trouve à l'état de *sous-silicate calcaire.* On a remarqué que l'alumine, et surtout la magnésie unie à la silice dans une certaine proportion, augmente plus la qualité de la chaux que ne le ferait la silice pure. D'un autre côté, M. Vicat et M. Berthier ont remarqué que les oxides de fer et de manganèse semblent n'avoir aucune influence pour produire ce résultat.

Suivant M. Berthier,

Une pierre à chaux qui contient 0,06 d'argile donne une *chaux maigre sensiblement hydraulique ;*

Celle qui en contient de 0,15 à 0,20 donne *une chaux maigre très-hydraulique ;*

Celle qui en contient de 0,25 à 0,30 donne *la chaux maigre hydraulique*, connue sous la dénomination de *ciment romain ;*

Que se passe-t-il lorsqu'on cuit la pierre à chaux qui donne la chaux maigre hydraulique? L'acide carbonique s'en dégage, et la silice, qui est très-divisée, s'unit à la chaux. Lorsqu'on ajoute de l'eau à cette combinaison, ses parties s'agrégent et adhèrent les unes aux autres avec une force assez grande, quoiqu'il y ait plus d'eau qu'il n'en faut à la constitution de l'hydrate. C'est cette propriété qui rend cette matière si

éminemment propre à composer les betons ou cimens employés dans les constructions qui doivent être submergées. On conçoit que la chaux grasse ne pourrait servir à cet usage, parce que la pâte qu'elle forme n'a pas de consistance ; et que, si elle était exposée à l'action d'une eau en mouvement, tôt ou tard elle serait délayée et emportée.

La solidité que la pâte de chaux maigre hydraulique acquiert au moyen de l'eau, étant due à l'hydratation du sous-silicate de chaux, on conçoit aisément la nécessité de ne pas élever la température de la pierre à chaux au degré où la combinaison éprouverait un commencement de fusion, parce que l'eau ne pourrait plus s'y combiner.

Nous ajouterons que le sous-carbonate de chaux pur qui n'est décomposé par le feu qu'en partie, c'est-à-dire de manière à être réduit en un mélange de *sous-carbonate* de *chaux* et de *chaux anhydre*, se comporte avec l'eau comme le ferait une chaux hydraulique.

On reconnaît la nature des pierres à chaux en les traitant par l'acide hydrochlorique.

A. *Une pierre à chaux grasse* s'y dissout complètement ou presque complètement, et l'am-

moniaque ajoutée à la liqueur filtrée ne la trouble pas ou ne donne qu'un léger précipité.

B. *Une pierre à chaux maigre non hydraulique* laisse un résidu sensible de sable plus ou moins grossier.

C. *Une pierre à chaux maigre hydraulique* laisse un résidu de silice ou d'argile très-divisée, dont la quantité fait connaître la qualité de la chaux, d'après le résultat des expériences de M. Berthier, que j'ai donné plus haut.

Quant à la distinction des chaux, voici comment on peut la faire :

A. *La chaux grasse* préalablement éteinte et délayée dans l'eau sera dissoute sans effervescence par l'acide hydrochlorique, et complètement ou presque complètement. La dissolution évaporée à sec avec ménagement, et reprise par l'eau, ne laissera pas de résidu. L'ammoniaque ajoutée à la liqueur ne fera pas de précipité, ou n'en fera qu'un très-léger.

B. *La chaux maigre non hydraulique* préalablement éteinte sera dissoute par l'acide hydrochlorique, en laissant un résidu de sable plus ou moins grossier. Sauf ce phénomène, les autres

seront conformes à ceux que présente la chaux grasse A.

C. *La chaux maigre hydraulique* sera préalablement éteinte.

(*a*) Si elle doit ses propriétés à de la silice, elle sera dissoute sans effervescence dans l'acide hydrochlorique faible, et sans laisser de résidu pulvérulent, du moins en quantité notable. La dissolution évaporée à sec donnera un résidu, qui, étant traité par l'eau acidulée d'acide hydrochlorique, laissera une quantité notable de silice.

(*b*) Si elle doit ses propriétés à du sous-carbonate de chaux, elle sera dissoute avec une effervescence sensible. La dissolution présentera d'ailleurs les propriétés de celle de la chaux grasse A.

VIII. USAGES.

La chaux est une des substances les plus inté ressantes pour le teinturier.

Il l'emploie d'abord comme alcali pour dissoudre l'indigo désoxigéné dans la cuve à froid.

Il peut l'employer encore pour donner de la causticité à la potasse, à la soude et à l'ammoniaque.

La chaux, soit délayée, soit dissoute dans

l'eau, peut servir, à la rigueur, à virer quelques couleurs, à fixer le chlore ou à saturer quelques acides.

Pour ces usages, le teinturier doit choisir la chaux grasse ; et, à cet égard, les détails dans lesquels je suis entré sur les diverses sortes de chaux du commerce ne peuvent être sans intérêt pour lui. Il doit en outre savoir sur quoi repose la préférence que l'on donne à chacune d'elles, dans les diverses constructions qu'il peut entreprendre, et, afin de compléter ce sujet, j'ajouterai quelques mots relativement à la composition des mortiers et cimens à base calcaire.

Pour employer dans les constructions la chaux grasse et la chaux maigre, on les mélange non-seulement avec l'eau, mais encore avec une matière solide, plus ou moins divisée, qui est en général du sable siliceux, de la pouzzolane ou de l'argile fortement calcinée. M. John, qui s'est occupé des mortiers, après la publication des excellens travaux de M. Vicat, a appelé cette matière solide un *alliage*.

L'addition de cette matière a pour objets principaux :

1° Lorsqu'un mortier doit être exposé à l'air,

d'empêcher qu'il n'éprouve un retrait trop considérable, par suite de l'évaporation de l'eau qui a servi à lui donner la mollesse convenable pour l'étendre et l'appliquer sur les pierres qu'on veut réunir en une seule masse;

2° De diminuer le prix du mortier en économisant l'ingrédient le plus cher;

3° Enfin, d'en augmenter la solidité; et ce but est atteint lorsque l'adhésion du ciment à l'alliage l'emporte sur la cohésion des particules de la chaux.

L'alliage doit être en partie pulvérulent, et en partie en grains de diverses grosseurs.

La solidité du mortier de chaux grasse est due en premier lieu à la cohésion des particules de l'hydrate de chaux, qui se manifeste à mesure que l'eau qui a servi à le réduire en pâte s'évapore; et en second lieu, à ce que l'hydrate se décompose sous l'influence de l'acide carbonique de l'atmosphère, de manière que les particules du sous-carbonate qui le remplace sont pareillement cohérentes.

Quant à la solidité des mortiers de chaux maigre hydraulique, elle s'explique suffisamment par ce que j'en ai dit plus haut. On conçoit que ce mortier devra être préféré au premier, dans

tous les cas où le ciment de chaux grasse ne pourra pas se sécher.

---

§ II.

HYDRATE DE CHAUX $({}^{2}\dot{H}^{2}\,\ddot{Ca})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	24,00	2	224,96
Chaux	76,00	1	712,06
	100,00	poids at.	937,02

II. NOMENCLATURE.

Chaux éteinte à l'eau.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est pulvérulent ou cristallisé en prismes fins hexaèdres transparens.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Suivant Dalton, il faut pour dissoudre,

1 partie d'hydrate de chaux

à la température de. . . .	0°,	476 parties d'eau.
—	15°,6	584
—	54°,4	729
—	100°,0	952

Ce qu'on nomme un *lait de chaux* est de l'hydrate de cette base délayé dans l'eau.

Une chaleur rouge obscur suffit pour séparer toute l'eau qui est combinée à la chaux.

L'hydrate de chaux exposé à l'air est réduit par le gaz acide carbonique atmosphérique à de l'eau qui se dégage et à du sous-carbonate de chaux anhydre.

---

§ III.

CHLORURE DE CHAUX.

I. NOMENCLATURE.

Il existe

1° Un *sous-chlorure de chaux* qui est concret, et qu'on obtient en unissant directement le chlore avec l'hydrate de chaux;

2° Un chlorure auquel on applique souvent l'épithète de *neutre*. On l'obtient en traitant le sous-chlorure par l'eau; la chaux en excès n'est pas dissoute.

II. COMPOSITION.

Suivant M. Welter, ces deux chlorures ont la composition suivante :

1° *Sous-chlorure de chaux:*

	en atomes.	
Chlore	4	885,30
Hydrate de chaux	2	1874,04
	poids at.	2759,34

ou

Chlore	4	885,30
Chaux	2	1424,12
Eau	4	449,92
	poids at.	2759,34

2° *Chlorure de chaux dissous dans l'eau:*

Chlore	4	885,30
Chaux	1	712,06
	poids at.	1597,36

La composition du chlorure de chaux neutre est telle, que si les 2 atomes d'oxigène du calcium s'en séparaient, le chlore serait dans le rapport qui constitue avec le métal le chlorure de calcium.

Il est évident que si tout le chlore du sous-chlorure de chaux se concentrait sur le calcium, on aurait

2 at. d'oxigène,

1 at. de chlorure de calcium = { 4 at. chlore, 1 at. calcium;

1 at. de chaux . . . . = { 2 at. oxigène, 1 at. calcium;

4 at. d'eau . . . . = { 4 at. oxigène, 8 at. hydrogène.

III. PROPRIÉTÉS DU SOUS-CHLORURE DE CHAUX.

Il est solide, pulvérulent, blanc.

Soumis à l'action de la chaleur, il donne un produit gazeux, de l'eau et un résidu formé de chlorure de calcium et de chaux.

Suivant M. Morin, le produit gazeux peut être ou de l'oxigène pur, ou de l'oxigène mêlé de chlore. Suivant M. Ure, c'est un mélange de chlore, de protoxide de chlore et d'oxigène.

Le sous-chlorure de chaux exposé à l'air s'humecte à sa surface au bout de quelques heures. M. Morin ayant conservé pendant six mois du sous-chlorure dans une boîte de sapin qui fermait mal, a observé qu'il avait doublé de poids en absorbant de l'eau, et que tout le chlore était à l'état de chlorure de calcium.

Lorsque le sous-chlorure de chaux a été mal préparé, et qu'il ne s'y trouve que les $\frac{2}{3}$ environ du chlore nécessaire à sa composition, il est,

suivant M. Morin, mêlé de chlorure de calcium, qui lui donne la propriété de s'humecter presque aussitôt qu'il est exposé à l'air.

1 partie de sous-chlorure de chaux sur laquelle on verse 4 parties d'eau les absorbe sans paraître mouillée.

Lorsqu'on traite ce sous-chlorure par 60 fois environ son poids d'eau, on dissout tout le chlore à l'état de chlorure neutre, plus une très-petite quantité de chaux; le résidu est formé de la chaux en excès à la neutralité du sous-chlorure, moins la très-petite quantité qui s'est dissoute avec le chlorure neutre. En prenant donc

1 at. sous-chlorure hydraté = { 4 at. chlore, 1 at. chaux, 2 at. eau, 1 at. hydrate de chaux,

plus eau Y,

on aura

A. *En solution dans l'eau Y*,

1 at. de chlorure neutre = { 4 at. chlore, 1 at. chaux,

X chaux.

B. *En résidu indissous*,

1 at. hydrate de chaux = { 2 at. eau. 1 at. chaux } — X chaux.

Cette explication de l'action de l'eau sur le sous-chlorure de chaux est celle de M. Welter. M. Ure avait avancé qu'il se produisait deux composés de chlore, un soluble avec excès de chlore, et un insoluble avec excès de chaux; mais M. Morin, ayant répété les expériences de M. Ure, ne les a pas trouvées exactes.

IV. PROPRIÉTÉS DU CHLORURE DE CHAUX.

Cette solution, chauffée dans un ballon jusqu'à bouillir, laisse dégager du gaz oxigène pur, et la liqueur contient du chlorate de chaux et du chlorure de calcium. L'évaporation lente de la solution donne les mêmes résultats, suivant M. Morin. Pour 1 atome de chlorate il y a 17 atomes de chlorure de calcium. Voici comment il conçoit que les choses se passent : On a

$$\text{18 at. chl. de chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{72 at. chlore,} \\ \text{18 at. chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{36 oxigène,} \\ \text{18 calcium;} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

6 atomes se transforment en

$$\text{1 at. chlorate de chaux} = \left\{ \begin{array}{l} \text{2 ac. chlori.} = \left\{ \begin{array}{l} \text{10 oxigène,} \\ \text{4 chlore;} \end{array} \right. \\ \text{1 chaux. . .} = \left\{ \begin{array}{l} \text{2 oxigène,} \\ \text{1 calcium;} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

$$\text{5 at. chlor. de calcium} = \left\{ \begin{array}{l} \text{20 at. chlore;} \\ \text{5 at. calcium,} \end{array} \right.$$

et 12 atomes se transforment en

24 at. d'oxigène,

12 at. de chlorure de calcium $= \begin{cases} 48 \text{ at. chlore,} \\ 12 \text{ at. calcium.} \end{cases}$

En dirigeant un courant de gaz acide carbonique dans une solution de chlorure de chaux, on en précipite la chaux à l'état de sous-carbonate, et on dégage tout le chlore à l'état gazeux. Ce résultat explique comment la solution de chlorure de chaux exposée à l'air dégage du chlore, et se couvre bientôt d'une pellicule de sous-carbonate de chaux résultante de l'absorption de l'acide carbonique de l'atmosphère.

M. Gay-Lussac a observé que la solution du chlorure de chaux peut être conservée pendant des années entières dans des flacons exactement fermés, qui en sont entièrement remplis et qui sont soustraits à l'influence de la lumière.

V. PRÉPARATION DU SOUS-CHLORURE DE CHAUX.

Pour réussir complètement à faire cette préparation, il faut

1° Éteindre la chaux, et la présenter au chlore quand elle contient 2 atomes d'eau par atome, c'est-à-dire qu'il faut 1 partie d'eau en poids pour 3,12 parties de chauxan hydre;

2° Faire arriver le chlore sur la chaux si lentement qu'il ne se dégage pas de chaleur; au-

trement il se produirait plus ou moins de chlorate de chaux et une quantité proportionnelle de chlorure de calcium. L'hiver est préférable à l'été pour cette opération, quand on ne la fait pas dans une cave ou dans un lieu dont la température est constamment de 12 à 15°.

Un procédé qui paraît très-simple pour saturer en grand l'hydrate de chaux de chlore, est celui du docteur Ure, qui est décrit tome xx des *Annales de physique et de chimie*, p. 436. Il consiste à faire arriver le chlore dans une chambre de neuf pieds de hauteur, construite en pierre siliceuse, cimentée avec parties égales de poix, de résine et de plâtre sec. L'hydrate de chaux est placé dans des augets d'un pouce de profondeur, de deux pieds de largeur et neuf pieds de longueur, qui sont placés sur des traverses à un pouce au-dessus les unes des autres, jusqu'à une hauteur de cinq ou six pieds, afin que le chlore puisse y circuler librement. Au moyen de fenêtres qui se trouvent sur les côtés de la chambre, on peut juger des progrès de l'absorption d'après la couleur de l'atmosphère intérieure. Le docteur Ure conseille en outre de faire trois ouvertures, une dans le haut de la chambre, et deux dans sa partie inférieure, qui

soient fermées par des couvercles qu'on puisse lever en même temps; le chlore arrive dans la chambre par la partie supérieure : il faut ordinairement quatre jours pour faire un sous-chlorure saturé.

Toutes les fois que le sous-chlorure de chaux doit être expédié loin de la fabrique, il faut le renfermer dans des tonneaux; et quoiqu'à la rigueur il puisse se conserver quelque temps, cependant on doit l'employer le plus tôt qu'il est possible, car il finit par perdre de sa force.

Lorsqu'on prépare le chlorure de chaux dans le lieu même où on le consomme, il y a un avantage réel à faire arriver le chlore dans un lait de chaux, c'est-à-dire à préparer, non plus un sous-chlorure, mais un chlorure neutre. Dans ce cas, la dépense de la chaux est réduite de moitié, puisque l'hydrate de chaux ne prend à l'état solide que la moitié du chlore qu'il prend à l'état liquide.

Les chlorures de chaux du commerce variant beaucoup dans leur qualité, il est important d'en reconnaître la force : de là la *chlorométrie*, ou l'art de la déterminer par des moyens chimiques. Le sulfate d'indigo, prescrit par Berthollet pour reconnaître la force des

solutions de chlore, a été employé pour le chlorure de chaux par M. Welter et M. Gay-Lussac. M. Morin a proposé ensuite l'usage du chlorure de manganèse. Lorsque je traiterai de l'indigo, je reviendrai sur ce sujet.

VI. USAGES.

La solution du chlorure de chaux est employée au blanchîment du fil et des toiles de coton et de chanvre, de la pâte de papier, etc. En un mot, elle peut remplacer le chlore avec avantage, surtout lorsqu'on veut faire réagir promptement une certaine quantité de ce corps sur une matière solide ou liquide.

Une cuve de chlorure de chaux rend les plus grands services dans les ateliers de toiles peintes.

Dans le cas où l'on voudrait répandre rapidement du chlore dans une atmosphère, il serait préférable d'y opérer immédiatement un dégagement de chlore gazeux, au lieu d'y répandre du chlorure de chaux.

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE CALCIUM ($\overset{::}{Ca}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . . .	43,86	4 . . .	400,00
Calcium . . .	56,14	1 . . .	512,06
	100,00	poids at.	912,06

II. HISTOIRE, PRÉPARATION ET PROPRIÉTÉS.

Le peroxide de chaux fut obtenu en 1818, par M. Thénard, en mêlant de l'eau de chaux avec de l'eau oxigénée acidulée d'acide hydrochlorique, qui contenait dix à douze fois son volume d'oxigène. Si l'eau de chaux était ajoutée peu à peu à l'eau oxigénée, on obtenait le peroxide hydraté à l'état de lames brillantes nacrées. Si l'on mêlait beaucoup d'eau de chaux à la fois, on obtenait le peroxide hydraté en poudre blanche.

Ce composé perdait de son oxigène en se séchant même dans le vide.

La chaleur le décomposait facilement, il était peu soluble dans l'eau, et cette solution se décomposait lorsqu'on la faisait chauffer.

Les acides hydrochlorique, nitrique et acétique, formaient avec lui des sels à base de chaux, et de l'eau oxigénée.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE CALCIUM (^{4}Ch Ca).

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Chlore. . .	63,36	4 . . .	885,30
Calcium . .	36,64	1 . . .	512,06
	100,00	poids at.	1397,36

II. NOMENCLATURE.

Muriate de chaux anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est si avide d'eau qu'il est employé pour sécher beaucoup de gaz; et, à cet égard, il est d'autant plus précieux, qu'il est sans action sur

l'ammoniaque et la plupart des acides gazeux.

Il s'unit à l'eau liquide en dégageant beaucoup de chaleur. Il en solidifie une partie avec laquelle il forme des cristaux que les uns considèrent comme un chlorure hydraté, et les autres comme de l'hydrochlorate de chaux.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Mis dans la bouche, il occasione une sensation de chaleur en s'unissant à l'eau de la salive, puis il agit à la manière d'un corps âcre et salé.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il est dissous dans certaines eaux.

VII. PRÉPARATION.

On peut le préparer en neutralisant de l'acide hydrochlorique par du marbre blanc ou de la craie, en ajoutant ensuite de l'eau de chaux pour précipiter l'alumine, la magnésie, les oxides de fer et de manganèse qui pourraient se trouver dans la dissolution. Après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer à sec, puis on fond le résidu, et, dès qu'il est refroidi, on l'enferme dans un flacon bouché à l'émeri.

On peut encore le préparer avec le résidu du sel ammoniac décomposé par la craie. Mais

ce résidu est formé de chlorure de calcium et de chaux ; il faut donc le traiter avec de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique. Il est nécessaire encore de chauffer fortement le chlorure obtenu de l'évaporation de la liqueur, afin d'en volatiliser de l'hydrochlorate d'ammoniaque qui pourrait s'y trouver, et de carboniser complètement la matière huileuse qui existe dans presque tous les hydrochlorates d'ammoniaque du commerce.

VIII. USAGES.

Le chlorure de calcium est surtout employé pour sécher les gaz. A cet effet, on casse en petits morceaux le chlorure qui a été fondu, et on l'introduit ensuite dans les tubes de verre que les gaz qu'on veut sécher doivent traverser.

Il sert encore à empêcher que les verges de pendules, les fléaux des balances de précision ne se rouillent. Pour cela on met le chlorure dans une capsule que l'on place ensuite dans la cage où les instrumens sont renfermés. Lorsque le chlorure s'est liquéfié, on le met sur le feu pour le dessécher de nouveau.

CHAPITRE V.

PHTORURE DE CALCIUM (^{4}Pht Ca).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Phtore.	47,82	4	469,32
Calcium. . . .	52,18	1	512,06
	100,00	poids at.	981,38

II. NOMENCLATURE.

Spath fluor, fluate de chaux, fluorure de calcium.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible.

Il se trouve dans la nature cristallisé en cubes et en octaèdres.

Sa densité est de 3,19.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est insoluble dans l'eau.

Il est décomposé par les acides sulfurique hydraté et nitrique bouillant; il se produit de l'acide hydropthorique et de la chaux qui s'unit aux oxacides.

Il est décomposé par l'acide borique; l'oxigène d'une portion de ce corps se porte sur le calcium, tandis que le bore s'unit au phtore; il en résulte de l'acide phtoroborique et de la chaux qui s'unit à l'acide borique indécomposé.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore et insipide.

VI. USAGES.

Il n'est employé dans les laboratoires que pour les préparations de phtore.

STRONTIUM (Sr).

QUARANTE-HUITIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — STRONTIUM.

I. NOMENCLATURE.

Strontium est dérivé de *Strontian*, nom d'un

pays d'Écosse où l'on a trouvé un minéral formé d'acide carbonique d'une base alcaline particulière, à laquelle on a donné le nom de *strontiane*. C'est de cet alcali qu'on a retiré ensuite le métal qu'on a appelé *strontium*.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est peu fusible et paraît fixe, ou peu volatil.

Il n'a pas beaucoup d'éclat.

Son poids atomistique, suivant M. Berzelius, est de 1094,6.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Exposé à l'air, il passe à l'état de sous-carbonate de protoxide de strontium.

Il décompose l'eau à la température ordinaire, avec dégagement d'hydrogène; il se produit du protoxide.

IV. PRÉPARATION.

On peut le préparer en suivant les procédés décrits pour la préparation du magnésium. (Page 2.)

V. HISTOIRE.

En 1808, il fut réduit au moyen de l'électricité voltaïque, par sir H. Davy.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU STRONTIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS PRÉCÉDEMMENT EXAMINÉS.

CHAPITRE II.

§ Ier. PROTOXIDE DE STRONTIUM ($\ddot{Sr}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	15,45	2	200,00
Strontium . . .	84,55	1	1094,6
	100,00	poids at.	1294,6

II. NOMENCLATURE.

Strontiane.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le protoxide de strontium obtenu par le procédé suivi le plus ordinairement, est en masse d'un blanc grisâtre, poreuse, infusible au feu de nos fourneaux, fusible au feu électrique et

4.

au chalumeau de Newmann; mais il n'est pas impossible que dans ce dernier cas l'eau résultante de la combustion de l'oxigène et de l'hydrogène, ait une action chimique que n'aurait point une flamme dont la matière ne serait pas susceptible de se combiner avec la strontiane.

Hassenfratz lui attribue une densité de 1,647.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Cette base a les propriétés alcalines à un plus haut degré que la chaux; ainsi, elle forme des sels parfaitement caractérisés, et agit fortement sur la teinture de violette, sur l'hématine et le tournesol rouge.

Son action sur l'eau est des plus énergiques; elle dessèche les gaz avec plus de rapidité que ne le fait la chaux; elle agit aussi plus promptement sur la glace et sur l'eau liquide.

Quand on verse cette dernière sur un morceau de strontiane, il y en a une portion qui se réduit presque immédiatement en vapeur et qui se dégage avec sifflement, tant est subite l'union des deux corps. Si les morceaux de strontiane sont un peu volumineux, et qu'on les mouille sans les précautions nécessaires pour que l'eau atteigne toutes les parties, la chaleur développée à la sur-

face est telle que l'hydrate produit éprouve une sorte de fritte qui rend très-difficile la combinaison ultérieure du liquide avec les parties du centre.

A 15°,55 100 parties d'eau ont dissous une partie de strontiane. La solution est plus abondante à chaud; aussi l'eau bouillante qui en a été saturée donne-t-elle, en se refroidissant, beaucoup de cristaux de *surhydrate de strontiane.*

Le chlore expulse l'oxigène de la strontiane rouge de feu; ce que ne fait pas l'iode qui s'y combine, suivant M. Gay-Lussac, en formant un sous-iodure de protoxide.

Le soufre agit très-probablement en formant un sulfate de protoxide et un sulfure métallique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

La strontiane agit à la surface de la peau comme un caustique plus énergique que la chaux. Elle a une saveur analogue, mais plus forte. La sensation de chaleur qu'elle fait éprouver lorsqu'on la goûte, est due à sa combinaison avec l'eau de la salive.

Ses combinaisons salines, prises en petite quantité, ne sont pas délétères, à proprement parler.

VI. ÉTAT NATUREL.

La strontiane existe dans la nature à l'état de sous-carbonate et de sulfate.

VII. PRÉPARATION.

On la prépare ordinairement avec le sulfate de strontiane, qui est très-commun aux environs de Paris. Il se trouve en rognons de la grosseur du poing, de la tête, dans des couches de marne argileuse à Montmartre, etc. Le sulfate de strontiane doit être d'abord nettoyé de la couche terreuse qui le recouvre. On y parvient en le brossant sous un filet d'eau. Cela fait, on le réduit en poudre, on le mélange à un quart de son poids de charbon. On renferme la matière dans un creuset de terre qu'on expose à une température rouge qui doit être soutenue pendant une heure, une heure et demie environ : cela dépend au reste de la quantité de matière sur laquelle on opère, et de la température. Lorsque la masse est considérable, il est économique de chauffer les creusets dans des fours à porcelaine pendant plusieurs jours. La chaleur réduit le sulfate et le charbon en gaz acide carbonique et oxide de carbone qui se volatilisent, et en sulfure de strontium qui reste dans le creuset mé-

langé à la petite quantité de matière terreuse du sulfate. On traite le sulfure par l'eau; il se produit ce qu'on a appelé un *sulfure hydrogéné.* Suivant qu'on veut obtenir du nitrate, de l'hydrochlorate ou de l'acétate de strontiane, on verse dans la liqueur de l'acide nitrique, de l'acide hydrochlorique ou de l'acide acétique. Mais quand on se propose d'obtenir de la strontiane, il faut toujours employer l'acide nitrique. Dans tous les cas, après avoir versé l'acide dans le liquide, on le fait chauffer pour le filtrer ensuite. Avant d'aller plus loin, il faut remarquer que quand on a filtré le sulfure hydrogéné avant de le traiter par un acide, la solution de sel de strontiane n'est mêlée que d'acide hydrosulfurique, qu'on en dégage par la chaleur, et de soufre, qu'on en sépare ensuite par la filtration; mais si on n'a pas filtré avant de décomposer le sulfure par l'acide, le sel de strontiane contient toujours du fer et même de la chaux. Supposons ce dernier cas, et en outre qu'on ait saturé le sulfure par l'acide nitrique; alors on versera dans la liqueur une certaine quantité d'eau de strontiane, ou si l'on n'en a pas, on y versera une solution filtrée de sulfure hydrogéné de cette même base; le fer

sera précipité. On filtrera la liqueur, et, en la faisant concentrer, on obtiendra, par le refroidissement, des cristaux de nitrate de strontiane. Le nitrate de chaux ne cristallisera pas. Si on veut avoir le nitrate de strontiane absolument pur, on le lavera et on le fera cristalliser de nouveau. On mettra les cristaux de nitrate purifié dans des creusets de platine ou des cornues de porcelaine, que l'on exposera à une température suffisante pour réduire l'acide nitrique en oxigène, en deutoxide, d'azote et en azote; de sorte que le résidu se trouvera être de la strontiane pure.

Il est aisé de se rendre compte de la cause pour laquelle la strontiane est en masse poreuse. Le nitrate de cette base est fusible par la chaleur lors même qu'il a perdu son eau de cristallisation ; à mesure que l'acide nitrique se décompose, la matière devient moins fusible; les parties qui reçoivent le plus immédiatement l'action de la chaleur, sont décomposées lorsque les autres parties ne le sont pas encore. De là un mélange de matière fluide, le sel indécomposé, et de matière infusible, la strontiane qui a perdu son acide nitrique. Il est clair que la proportion de la matière infusible augmentant, la liquidité

du mélange diminue. Il arrive donc que la matière devient pâteuse et absolument solide, quoique la température soit maintenue au degré où elle était lorsque la décomposition s'opérait. Il est évident que la porosité a été occasionée par la présence du gaz dans l'intérieur de la masse, et par le défaut de liquidité qui a été toujours en augmentant.

Ce que je dis ici est général et applicable à tous les cas où l'on expose à l'action de la chaleur des matières fusibles qui sont susceptibles de produire un fluide élastique et de laisser un résidu infusible. C'est à une cause semblable que sont dûs les yeux du pain, du fromage de Gruyère; mais le fluide élastique qui les a produits est resté emprisonné dans la pâte, son élasticité n'ayant pas été assez forte pour vaincre l'adhésion des couches supérieures.

VIII. USAGES.

La strontiane n'est point employée en teinture.

IX. HISTOIRE.

En 1790, Crawford soupçonna le premier

l'existence d'un corps nouveau dans le sous-carbonate de strontiane, trouvé à Strontian, dans l'Argileshire. Deux ans après, Hope confirma ce soupçon en prouvant que la base de ce sel était distincte de la baryte, avec laquelle on l'avait confondue.

§ II.

SURHYDRATE DE PROTOXIDE DE STRONTIUM ($^{18}\dot{H}.\ \ddot{S}r$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	61,00	18 . . .	2024,64
Strontiane. . .	39,00	1 . . .	1294,60
	100,00	poids at.	3319,24

II. NOMENCLATURE.

Strontiane cristallisée, surhydrate de strontiane.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Les cristaux de surhydrate de strontiane ont la forme de prismes plats à base de parallélo-

grammes dont les bords sont unis et terminés en biseau.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Exposés à une chaleur convenable, ils perdent une partie de leur eau, et se réduisent en hydrate.

Ils exigent 31,32 parties d'eau à 15°,55 pour se dissoudre ; pendant la dissolution, la température s'abaisse.

V. PRÉPARATION.

On éteint la strontiane anhydre avec de l'eau; on la réduit en poudre bien fine, puis on la jette dans l'eau bouillante par petites portions. On filtre : par le refroidissement, la liqueur dépose des cristaux de surhydrate.

---

§ III.

HYDRATE DE STRONTIANE ($^2\dot{H}_2\ddot{Sr}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	14,80	2	224,96
Strontiane	85,20	1	1294,60
	100,00	poids at.	1519,56

II. NOMENCLATURE.

Strontiane fondue.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, fusible en une matière qui devient opaque en refroidissant.

Il est phosphorescent ; en cela il diffère de la strontiane anhydre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles sont à peu près les mêmes que celles de la strontiane anhydre.

L'hydrate de strontiane, exposé à l'air, perd son eau à mesure qu'il s'unit à l'acide carbonique.

A une assez haute température il se réduit en strontiane anhydre.

V. PRÉPARATION.

On fait chauffer le surhydrate dans un creuset de platine couvert, jusqu'à ce qu'il présente une fonte tranquille.

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE STRONTIUM ($\ddot{\ddot{Sr}}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. .	26,76	4 . . .	400,00
Strontium .	73,24	1 . . .	1094,60
	100,00	poids at.	1494,60

II. HISTOIRE, PRÉPARATION ET PROPRIÉTÉS.

Le peroxide de strontium fut obtenu, en 1818, par M. Thénard, en mêlant de l'eau de strontiane avec de l'eau oxigénée aiguisée d'acide hydrochlorique, qui contenait de dix à douze fois son volume d'oxigène. En opérant ainsi, le peroxide se précipite sous la forme de petites paillettes brillantes à l'état d'hydrate. Quand il est déposé on décante le liquide, et on le remplace par de l'eau. On lave deux ou trois fois; on verse le tout dans un filtre, et on y passe de l'eau froide, jusqu'à ce que le lavage ne précipite plus le nitrate d'argent. Quoique la dessiccation doive être faite dans le vide, cependant il y a une

portion sensible de peroxide qui perd son oxigène.

Le peroxide de strontiane hydraté est brillant, incolore, inodore, presque insipide.

A une chaleur peu élevée, il se réduit en oxigène et en strontiane.

S'il est humide, il se décompose peu à peu; s'il est sec, il se conserve à la température ordinaire.

Jeté sur les charbons ardens, il en augmente la combustion.

Si on le fait chauffer dans l'eau, l'oxigène s'en dégage et de la strontiane se dissout.

Les acides nitrique, hydrochlorique, acétique, etc., forment avec lui de l'eau oxigénée, et des sels à base de strontiane.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE STRONTIUM (^{4}Ch Sr).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore.	44,71	4	885,30
Strontium. . . .	55,29	1	1094,60
	100,00	poids at.	1979,90

II. NOMENCLATURE.

Muriate de strontiane anhydre.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, fusible.

Il est assez soluble dans l'eau; la solution cristallise en aiguilles hydratées.

IV. PRÉPARATION.

On neutralise de l'acide hydrochlorique par du sulfure hydrogéné de strontiane, en prenant les précautions indiquées plus haut pour préparer le nitrate de strontiane; on fait cristalliser le chlorure de strontium, puis on le fond dans un creuset de platine.

BARIUM (Ba).

QUARANTE-NEUVIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — BARIUM.

I. NOMENCLATURE.

Barium est dérivé du grec βαρως, *pesant*. Ce nom a été donné au métal que nous allons étudier, non parce qu'il a une densité remarquable, mais parce que le sulfate de son protoxide, qui a été connu long-temps avant lui, en a une bien plus grande que les substances terreuses auxquelles on l'assimilait.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, très-peu ductile.
Sa densité est entre 4 et 5.
Son poids atomistique est de 1713,86.
Il est d'un blanc d'argent.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Chauffé au rouge avec le contact de l'air, il brûle en produisant une lumière rougeâtre.

Mis dans l'eau, il la décompose sur-le-champ; l'hydrogène se dégage, et l'oxigène forme avec lui un protoxide, qui est l'alcali appelé *baryte*.

A l'air, il se convertit en baryte hydratée, puis en sous-carbonate.

IV. PRÉPARATION.

On se le procure comme le magnésium.

V. HISTOIRE.

Il fut obtenu de la baryte, en 1808, par sir H. Davy.



SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU BARIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS EXAMINÉS PRÉCÉDEMMENT.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE BARIUM ($\ddot{Ba}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	10,45	2	200,00
Barium	89,55	1 . . .	1713,86
	100,00	poids at.	1913,86

II. NOMENCLATURE.

Terre pesante, barote, baryte. Le nom de baryte a été donné à cette base à cause de la grande densité de son sulfate.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est le plus souvent en petites masses poreuses infusibles au feu de nos fourneaux.

Sa densité est plus grande que celle de l'eau; Fourcroy lui en attribue une de 4, tandis que Hassenfratz ne l'évalue qu'à 2,374.

Elle est d'un blanc grisâtre, mais souvent elle est colorée en verdâtre par de l'oxide de fer.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A une chaleur rouge, le protoxide de barium absorbe de l'oxigène en assez grande quantité pour passer à l'état de peroxide; en cela il diffère du protoxide de strontium, qu'on tenterait vainement de suroxider par ce moyen.

Quand on veut obtenir du peroxide de barium en quantité suffisante pour préparer de l'eau oxigénée, on met du protoxide dans un tuyau de porcelaine; on adapte à une extrémité de ce tuyau un tube plongeant dans le mercure, et à l'autre extrémité une cornue de grès contenant du chlorate de potasse ou du peroxide de manganèse exempt de sous-carbonate de chaux; on chauffe le tuyau au rouge cerise, puis la cornue pour dégager l'oxigène de

la matière qui s'y trouve. Si le gaz passe lentement sur le protoxide de barium, il est absorbé en totalité.

La baryte se comporte avec l'eau comme la strontiane; et vous pouvez en obtenir un surhydrate et un hydrate. A froid 31 parties d'eau tiennent 1 partie de baryte en solution.

Elle se comporte aussi comme la strontiane avec le chlore, l'iode, le soufre, etc.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

La baryte agit sur la peau avec plus de force que la strontiane; sa saveur est plus acre. Enfin, indépendamment de sa causticité, elle est délétère, ainsi que ses sels solubles.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans la nature à l'état de sous-carbonate, et surtout de sulfate; et elle est un des principes immédiats de l'harmotome et de plusieurs mines de peroxide de manganèse.

VII. PRÉPARATION.

C'est ordinairement en traitant le sulfate de baryte par le procédé que nous avons décrit en parlant de la préparation de la strontiane, qu'on se procure la baryte.

Dans les pays où son sous-carbonate est com-

mun, on peut traiter immédiatement ce sel par l'acide nitrique.

VIII. USAGES.

Elle n'est pas d'usage en teinture.

IX. HISTOIRE.

Elle fut découverte, en 1774, par Schéèle.

---

§ II.

SURHYDRATE DE PROTOXIDE DE BARIUM ($^{10}\dot{H}^2\ddot{B}a$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	37,02	10.	1124,80
Baryte	62,98	1.	1913,86
	100,00	poids at.	3038,66

II. NOMENCLATURE.

Surhydrate de baryte, baryte cristallisée.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est cristallisable en hexaèdres terminés par des sommets à quatre faces.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le surhydrate de baryte ne dégage pas de chaleur avec l'eau.

Il attire promptement l'acide carbonique de l'air.

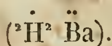
Ses autres propriétés sont analogues à celle de l'oxide anhydre.

V. PRÉPARATION.

On obtient le surhydrate de baryte en faisant dissoudre la baryte dans l'eau bouillante; par le refroidissement, une grande partie de surhydrate cristallise.

§ III.

HYDRATE DE PROTOXIDE DE BARIUM



$({}^2\dot{H}^2\,\ddot{B}a)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	10,52	2 . . .	224,96
Baryte. . .	89,48	1 . . .	1913,86
	100,00	poids at.	2138,82

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de baryte, baryte fondue.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, et d'un blanc légèrement grisâtre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles sont analogues à celles de la baryte et de son surhydrate.

V. PRÉPARATION.

On l'obtient en exposant avec précaution du surhydrate de baryte dans un creuset d'argent couvert à une température graduée jusqu'au rouge.

DIFFÉRENCES QUI DISTINGUENT LA STRONTIANE ET LA BARYTE.

Il entre dans l'esprit de ce cours d'exposer les bases fondamentales de la philosophie chimique; or, une de ces bases étant la distinction des corps en espèces (2e *leçon*, *p.* 26), je profiterai de la ressemblance de la strontiane avec la baryte, qui est assez grande pour qu'on les ait confondues ensemble à une époque où l'on étudiait les corps d'une manière peu précise,

pour leur appliquer la méthode qu'il faut suivre en général lorsqu'il s'agit de savoir si des substances qu'on examine sous le rapport chimique doivent être considérées comme autant d'espèces distinctes.

En versant de l'acide sulfurique dans deux verres dont l'un contient de la baryte en dissolution, et l'autre une quantité égale de strontiane pareillement dissoute, il se forme deux précipités, mais le premier est beaucoup plus abondant que le second. D'après cela, on peut présumer que si l'on employait des dissolutions très-étendues, l'acide sulfurique pourrait ne point précipiter la strontiane, tandis qu'il précipiterait la baryte : or, c'est le résultat qu'on obtient lorsqu'on verse l'acide dans deux verres dont l'un contient 100 centimètres cubes d'eau et une goutte d'eau de baryte, et l'autre 100 centimètres cubes d'eau et une goutte de strontiane. La baryte et la strontiane peuvent être remplacées par une de leurs solutions salines.

Si vous neutralisez de l'acide hydrochlorique avec de la baryte et de la strontiane, et si vous faites cristalliser les liqueurs, vous obtiendrez un chlorure de barium en lames hexagonales et un chlorure de strontium en longues aiguilles.

Mettez de l'alcool sur quelques décigrammes de chacun de ces chlorures, puis enflammez-le et agitez les matières; le chlorure de strontium teindra la flamme en pourpre, tandis que le chlorure de barium la teindra en jaunâtre. Ces phénomènes n'ont lieu qu'autant que des particules des chlorures sont projetées dans les flammes.

MM. Quesneville et Julia ont observé dans ces derniers temps que la baryte et la strontiane anhydres et poreuses se distinguent l'une de l'autre en ce que lorsqu'on les mouille avec de l'acide sulfurique concentré, la première devient incandescente, tandis que la seconde s'échauffe aussi beaucoup, mais sans devenir lumineuse.

15 grains de sous-carbonate de baryte tuent un petit chien dans l'estomac duquel on les a ingérés, tandis que 30 grains de sous-carbonate de strontiane ne produisent aucun effet sur un animal semblable.

Je dois indiquer une propriété caractéristique dont en général on ne fait pas assez d'usage dans les recherches chimiques, c'est la capacité de saturation des corps. En effet, que l'on prenne 100 parties de baryte et 100 parties de strontiane, qu'on les neutralise par l'acide sulfu-

rique avec les précautions convenables; qu'on fasse rougir les sulfates, et l'on aura 172 parties environ de sulfate de strontiane et 152 environ de sulfate de baryte.

C'est en examinant la strontiane et la baryte comparativement comme je viens de le faire sous le rapport de leurs autres propriétés physiques, chimiques et organoleptiques, qu'on a acquis la certitude qu'elles constituent deux espèces différentes.

Une fois que des corps ont été distingués comme *espèces*, on choisit parmi leurs propriétés celles qui sont les plus propres à les faire reconnaître. On arrive ainsi à établir les *propriétés caractéristiques* de chaque espèce : ce sont elles dont on s'efforce de constater l'existence dans les recherches chimiques, parce que les ayant observées dans un corps, on en conclut que ce corps porte tel nom, ou plutôt qu'il est une telle espèce de matière; mais je dois ajouter quelques réflexions générales à ce sujet.

Il faut distinguer les *propriétés caractéristiques* les unes des autres relativement à leur valeur respective; il en est qui sont précieuses, parce qu'elles sont faciles à constater, même sur des parcelles de matière : telle est la faculté qu'a

la strontiane de colorer la flamme de l'alcool en pourpre, telle est la faculté de l'eau de baryte ou de ses sels de précipiter par une goutte d'acide sulfurique; mais ces propriétés n'ont pas la même valeur que les formes cristallines distinctes que présenteront des corps qui auront été soumis à un même traitement; elles n'ont pas la même valeur que des capacités de saturation différentes, qui dépendent de l'essence chimique même des corps; mais la capacité de saturation ne peut être déterminée que quand on a la certitude d'avoir obtenu à l'état de pureté la substance dans laquelle on veut la reconnaître.

D'un autre côté, des propriétés caractéristiques qui ne peuvent s'observer que sur une assez grande quantité de matière qui doit encore avoir été amenée par des procédés assez compliqués à un certain état, et qui appartiennent en outre à des phénomènes passagers, sont moins précieuses que les précédentes : telle est la propriété qu'a la baryte de produire du feu avec l'acide sulfurique; en effet, pour l'observer, il faut que cette base ait été obtenue à l'état caustique, et être sûr que ses parties n'ont point été trop frittées par l'action de la cha-

leur; or cela suppose que l'on a eu une quantité assez grande de matière à sa disposition, car la préparation de cet alcali à l'état caustique est assez délicate à faire lorsqu'on n'opère que sur une petite quantité. En outre, avant d'avoir la baryte dans cet état, on a dû nécessairement observer des propriétés propres à en faire connaître la nature; par conséquent, la propriété dont nous parlons, quoique distinguant la baryte de la strontiane, ne peut être considérée comme une de ces propriétés précieuses pour reconnaître la présence d'un corps dans une matière que l'on analyse.

Enfin il est une dernière observation à faire, c'est que dans aucun cas on ne doit croire avoir suffisamment distingué un corps de plusieurs autres par l'observation d'une seule de ses propriétés, quelque importante qu'elle soit.

CHAPITRE III.

§ Ier.

PEROXIDE DE BARIUM ($\ddot{\ddot{Ba}}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène.	18,92	4. . . .	400,00
Barium	81,08	1. . . .	1913,86
	100,00	poids at.	2313,86

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A l'état de peroxide anhydre, il ressemble à la baryte.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Chauffé très-fortement, il se réduit en oxigène et en baryte; mis avec de l'eau froide, il se dilate sans s'échauffer ni se décomposer.

Le peroxide de barium, traité par l'eau bouillante, perd son oxigène et se réduit en baryte.

Chauffé dans l'hydrogène, il absorbe ce gaz; il se produit du feu et de l'eau qui se combine

avec l'oxide de barium qui s'est abaissé au minimum.

Chauffé avec le soufre, le carbone, le phosphore, il les brûle; les acides produits s'unissent à la baryte.

Traité par l'acide hydrochlorique, il forme de l'eau oxigénée et de l'hydrochlorate de baryte.

IV. PRÉPARATION.

Nous l'avons indiquée plus haut, page 67.

V. HISTOIRE.

Il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.

---

§ II.

HYDRATE DE PEROXIDE DE BARIUM.

Cet hydrate, découvert par M. Thénard, s'obtient comme celui de peroxide de strontium. (Page 6.)

Ses propriétés sont analogues à celles de l'hydrate de peroxide de calcium et de strontium; seulement il a plus de saveur alcaline que ce dernier; il est moins insoluble dans l'eau.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE BARIUM (^{4}Ch Ba).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore.	34,06	4	885,30
Barium.	65,94	1 . . .	1913,86
	100,00	poids at.	2799,16

II. NOMENCLATURE.

Muriate de baryte anhydre.

III. PROPRIÉTES.

Il est solide, fusible.

Il cristallise en lames hexagonales.

Il est soluble dans l'eau.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

C'est un poison assez violent.

V. PRÉPARATION.

On neutralise le sulfure hydrogéné de baryte ou le sous-carbonate de cette base par l'acide hydrochlorique; on filtre, on fait évaporer à sec, et on fond le résidu.

VI. USAGES.

Ce composé est surtout précieux comme réactif pour précipiter l'acide sulfurique; et sous ce rapport, il est préférable au nitrate de baryte, qu'on emploie aussi à cet usage.

DIX-SEPTIÈME LEÇON.

LITHIUM (L).

CINQUANTIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

I. NOMENCLATURE.

Lithium, dérivé du grec λιθος, pierre, est le nom d'un métal qu'on a retiré d'un alcali appelé *lithine* ou *lithion*. La lithine a reçu son nom de cette circonstance qu'elle a été découverte dans des pierres.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le lithium est solide, fusible et ductile.

Il est blanc, et doué de l'éclat métallique.

Son poids atomistique est, suivant M. Berzelius, de 255,63.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il brûle lorsqu'on en élève la température dans l'air.

Jeté dans l'eau, il la décompose avec une effervescence occasionée par de l'hydrogène; le métal s'oxide, et passe à l'état de lithine.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il n'a été trouvé dans la nature qu'à l'état d'oxide combiné à des corps oxidés.

V. HISTOIRE.

Ce métal a été obtenu de la lithine par sir H. Davy, et je tiens de lui ce que je viens de dire des propriétés de ce corps.

SECTION II.

OXIDE DE LITHIUM ($\ddot{L}$).

LITHINE.

La lithine a été si peu étudiée, que je ne puis tracer son histoire d'après les règles que je

suis en général dans l'exposition des propriétés des corps.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	43,9	2 . . .	200,00
Lithium	56,1	1 . . .	255,63
	100,00	poids at.	455,63

II. HISTOIRE.

M. Arfwedson, un des élèves les plus distingués de M. Berzelius, découvrit en 1818 la lithine dans trois pierres appelées *pétalite*, *triphane* et *tourmaline verte*. M. Berzelius la découvrit la même année dans la *tourmaline rubellite*.

III. PRÉPARATION.

On chauffe au rouge dans un creuset de platine pendant une heure et demie 4 parties de sous-carbonate de baryte et 1 partie d'une pierre contenant de la lithine; on traite la masse refroidie par l'acide hydrochlorique faible; on fait évaporer à sec; on reprend le résidu par l'eau, et on filtre pour séparer de la silice.

On précipite par l'acide sulfurique la baryte contenue dans la liqueur d'où la silice a été séparée; on filtre; on verse dans la liqueur du sous-carbonate d'ammoniaque; on filtre encore pour

séparer un précipité formé d'alumine, d'oxides de fer et de manganèse ; on évapore la liqueur à sec, et on chauffe au rouge le résidu. La matière fixe est du sulfate de lithine, que l'on dissout dans l'eau, et dont on précipite l'acide par la quantité d'eau de baryte strictement nécessaire pour cela ; la liqueur filtrée, évaporée, hors du contact de l'acide carbonique dans un vase d'argent, donne la lithine, qui est très-probablement à l'état d'hydrate. Voici, au reste, les propriétés qui la distinguent des autres alcalis que nous avons examinés.

IV. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide, et assez fusible.

Sa cassure est cristalline.

V. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elle est beaucoup plus soluble dans l'eau que la strontiane et la baryte ; cependant elle n'est pas déliquescente. Elle attire comme elles l'acide carbonique de l'air ; mais son sous-carbonate n'est pas insoluble, comme le sont ceux de strontiane et de baryte.

Elle ne précipite pas le chlorure de platine elle attaque ce métal avec force à la tempéra-

ture rouge, au moins quand les corps sont chauffés avec le contact de l'air.

VI. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle a une saveur alcaline et une causticité beaucoup plus grande que celles de la strontiane et de la baryte.

VII. USAGES.

Jusqu'ici les arts n'en ont tiré aucun parti.

SODIUM (So).

CINQUANTE-UNIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — SODIUM.

I. NOMENCLATURE.

Sodium dérive de *soda*, soude, nom de l'alcali d'où le sodium a été extrait.

M. Berzelius l'appelle *natrium*.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le sodium est solide; il se fond à 90°, et il se volatilise à une température supérieure à celle qui fond le verre à vitre.

A 15°, il a la mollesse de la cire.

A 16°, sa densité est de 0,972. Vous devez remarquer cette propriété avec d'autant plus d'attention, qu'il a un éclat métallique tout aussi prononcé que celui du plomb; par conséquent, l'éclat des métaux ne peut plus être attribué à leur grande densité.

Son poids atomistique est de 581,84.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est susceptible de se combiner avec le gaz oxigène sec, mais à chaud seulement. Lorsqu'on le chauffe au milieu de ce gaz dans une petite cloche de verre sur le mercure, il s'enflamme, et l'on obtient du peroxide mêlé d'une certaine quantité de protoxide ou de soude. Si on répétait cette expérience en substituant l'air à l'oxigène, il s'oxiderait lentement sans lumière; mais si le sodium était jeté dans l'air froid et non raréfié, après avoir été rougi, il brûlerait avec vivacité.

Le sodium chauffé dans le chlore s'y combine en produisant de la lumière et un chlorure solide.

A chaud, il s'unit également bien avec la vapeur d'iode, de soufre, de phosphore, etc.

Il s'allie avec la plupart des métaux, surtout avec ceux qui sont fusibles à une basse température.

Le sodium a une action des plus remarquables sur l'eau, car il la décompose à l'instant où il la touche : pour s'en convaincre, il suffit de faire passer un petit morceau de ce métal enveloppé de papier-joseph dans une cloche étroite contenant quelques centimètres cubes d'eau, et renversée sur le mercure, pour voir au moment du contact une vive effervescence, et le métal disparaître. Il est aisé de reconnaître que le gaz qui a été dégagé est de l'hydrogène, et que l'eau se comporte comme une solution alcaline énergique avec les réactifs colorés. Si on détermine d'avance le poids du sodium, et si on détermine après l'expérience le volume de l'hydrogène, on aura ainsi la proportion d'oxigène qui se sera fixée au métal pour former le protoxide de sodium ou la soude.

Le sodium jeté à la surface d'une masse d'eau

qui est en contact avec l'air, s'y maintient par sa légèreté spécifique, mais il ne reste pas où il est tombé; il se meut constamment; et comme il décompose l'eau qui est en contact avec lui, de l'hydrogène se dégage; il diminue de volume, parce que la soude produite se dissout peu à peu, et en même temps il s'échauffe, se fond, et enfin il est réduit en un globule qui disparaît avec une sorte d'explosion.

Lorsqu'il est chauffé dans le protoxide d'azote, il s'enflamme; il lance des étincelles; il se produit du peroxide de sodium qui passe ensuite à l'état d'hyponitrite de protoxide de sodium.

Il ne s'oxide pas au maximum dans le deutoxide d'azote.

Il s'empare à chaud de l'oxigène de l'oxide de carbone sans dégager de lumière.

Il décompose la plupart des oxides métalliques à des températures d'autant plus élevées, que les oxides tiennent davantage à l'oxigène.

Il décompose la plupart des oxacides à l'aide de la chaleur; les acides nitreux, carbonique, borique, sont décomposés sans dégagement de lumière.

Lorsqu'il s'enflamme dans un oxacide, il ne devient pas bleuâtre avant de brûler.

Le sodium chauffé dans l'acide hydrochlorique en absorbe le chlore, et met l'hydrogène en liberté.

Il se comporte d'une manière analogue avec les acides hydrobromique, hydriodique, hydrophtorique.

Lorsqu'on le chauffe dans le gaz ammoniac il dégage d'une portion du gaz un volume d'hydrogène égal à celui qu'il aurait dégagé de l'eau; il s'unit à l'azote de cette ammoniaque décomposée, et forme ainsi un azoture qui fixe une certaine quantité d'ammoniaque. Si l'on chauffe l'azoture de sodium ammoniacal, l'ammoniaque se sépare, et il reste de l'azoture de sodium.

L'acide hydrosulfurique est décomposé à chaud par le sodium; il se produit un sulfure qui se combine à une certaine proportion d'acide hydrosulfurique.

Le sodium enlève le phosphore à l'hydrogène.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il ne se trouve pas dans la nature à l'état métallique, mais ses combinaisons avec le chlore, les combinaisons salines de son protoxide avec

les acides sulfurique, carbonique, borique, sont assez abondamment répandues.

V. PRÉPARATION.

On peut se procurer le sodium au moyen de deux procédés principaux : *A* de la décomposition de la soude opérée par la pile voltaïque; *B* de la décomposition de la soude opérée par le fer ou le charbon.

A. On peut faire agir l'électricité voltaïque sur un morceau d'hydrate de protoxide de sodium humecté ou sur la dissolution aqueuse de cet alcali.

Dans le premier cas, deux fils de platine, qui communiquent avec les pôles d'une forte pile, sont mis en contact avec un morceau d'hydrate de protoxide de sodium assez humecté à sa surface pour le rendre conducteur; l'oxigène de l'eau et celui du protoxide de sodium se dégagent au fil positif; l'hydrogène se dégage au fil négatif, et le sodium s'y rassemble sous la forme de petits globules qu'on enlève avec soin pour les mettre dans du naphte.

Dans le second cas, on met du mercure dans un vase cylindrique, on y fait rendre le fil négatif de la pile, qui doit être roulé en spirale

à l'extrémité plongée; on couvre le mercure d'une forte solution de soude, dans laquelle on plonge le fil positif; alors le sodium s'amalgame au mercure; on sépare les deux métaux en les chauffant au milieu de la vapeur de naphte dans un petit appareil de verre; le mercure est volatilisé, et le sodium reste dans la cornue.

B. Le second procédé pour préparer le sodium est fondé sur les affinités chimiques. Il consiste à mettre l'hydrate de protoxide de sodium en contact avec le fer rouge de feu ou le charbon.

I. F (fig. I, pl. 3) est un fourneau surmonté d'une cheminée; *cc'* est un canon de fusil courbé; il est revêtu d'un lut formé de $\frac{4}{5}$ de sable et de $\frac{1}{5}$ d'argile, dans la partie *aa'*, qui doit recevoir immédiatement l'action du feu. Il contient dans cette même partie de la tournure de fer; la partie *ca* contient 4 onces environ d'hydrate de soude. On adapte à cette extrémité un tube de verre T coudé plongeant d'un centimètre dans du mercure. A l'autre extrémité *c'*, est une alonge D, soit en verre, soit en cuivre rouge, à laquelle est adapté un tube coudé T' plongeant dans une petite soucoupe remplie

de mercure. Le fourneau n'a point de porte, ou plutôt la porte est bouchée; il y a une ouverture *o* dans laquelle s'engage la tuyère d'un soufflet à vent continu. On commence par remplir le fourneau de charbon, soit par une porte pratiquée sur la paroi du dôme, soit par la cheminée. Lorsque le charbon est en pleine combustion, que la tournure de fer est rouge de feu, on place sur une grille *hh'* des charbons ardens, et cela peu à peu, en allant de *h'* en *h*. L'hydrate de sodium se fond par l'action de la chaleur; il arrive dans la courbure *aa'*, où il rencontre du fer; alors l'eau et la soude se décomposent, leur oxigène se combine à la tournure de fer qui est dans le canon, et le sodium et l'hydrogène se dégagent. L'hydrogène à l'état gazeux sort par le tube T'; le sodium, qui exige une température rouge presque blanche pour se volatiliser, doit nécessairement se condenser, pour la plus grande partie au moins, en *c'*; cependant il peut s'en trouver dans la partie de l'allonge la plus voisine de *a' c'*. Il peut arriver que la partie *a' c'* du tube s'engorge de sodium, mais vous devez penser que cela n'arrivera qu'à la fin de l'opération, et c'est alors que le canon, qui est très-

chaud, et qui est formé d'une matière très-ductile à une température rouge, pourrait se trouer par l'expansion des gaz, si ceux-ci ne pouvaient se dégager de l'appareil. C'est pour éviter cet accident que l'on a adapté à l'extrémité *c* du canon, le tube T qui plonge dans le mercure. Comme cette partie ne s'engorge pas, le gaz peut toujours se dégager; si ce dégagement a lieu, on est averti que la partie *c' a'* est engorgée. Ce procédé est susceptible de donner de grandes quantités de sodium. Quand on a l'habitude de le pratiquer, il est rare de ne pas réussir, quoiqu'il faille toujours prendre beaucoup de précautions : ainsi il faut que le tuyau soit bien solide; qu'il tienne bien les gaz à une température élevée; qu'il ait été bien desséché dans l'intérieur avant l'opération; que la tournure de fer qu'on emploie soit parfaitement nette et parfaitement exempte d'humidité, afin de présenter à la vapeur de l'hydrate de soude une matière bien combustible.

II. Il existe un procédé fondé encore sur l'affinité chimique pour décomposer la soude, qui consiste à introduire son hydrate mêlé de charbon dans un canon de fusil fermé à une extrémité. Le mélange contenu dans cette par-

tie du tube est chauffé à la forge; lorsque la température est très-élevée, on plonge une tige de fer froide dans le canon; alors la vapeur de sodium se condense dessus; et en retirant la tige du canon, il est aisé d'en détacher le métal qui la recouvre.

Curaudau a opéré le premier la décomposition de la soude par le charbon; mais son procédé ne donne qu'une très-petite quantité de sodium.

Il est probable qu'en chauffant le mélange de charbon et d'hydrate de soude dans une cornue de fer, on réussirait mieux.

VI. HISTOIRE.

Le sodium fut extrait de la soude, en 1807, par sir Humphry Davy; c'est une découverte mémorable dans la science, parce qu'elle a eu une immense influence sur ses progrès.

MM. Gay-Lussac et Thénard ont fait un excellent travail sur ce métal. Ils l'ont étudié sous les rapports les plus variés, et en découvrant le moyen de se le procurer en grande quantité par l'intervention de l'affinité chimique, ils ont rendu un grand service aux chimistes.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU SODIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS EXAMINÉS PRÉCÉDEMMENT.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE SODIUM ($\ddot{So}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	25,58	2	200,00
Sodium	74,42	1	581,84
	100,00	poids at.	781,84

II. NOMENCLATURE.

Soude anhydre.

III. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés du protoxide de sodium pur ou anhydre sont plutôt admises par analogie

qu'elles n'ont été étudiées immédiatement, et vous allez en sentir la raison. Avant la découverte du sodium, le protoxide de ce métal anhydre était inconnu, l'état le plus approchant de celui de pureté où on l'avait obtenu était celui d'hydrate. Ce n'est qu'en mettant du sodium dans la quantité d'oxigène strictement nécessaire pour convertir le métal en protoxide, qu'on peut espérer d'avoir ce composé parfaitement pur. Or cette opération présente d'assez grandes difficultés dans l'exécution, les chimistes ne se sont pas appliqués à les surmonter, parce qu'ils ont pensé sans doute que les propriétés du protoxide de sodium n'ajouteraient pas des faits bien importans à nos connaissances, par la raison qu'on a étudié son hydrate avec beaucoup d'exactitude, et qu'on l'a soumis à un grand nombre d'expériences, et enfin que le sous-carbonate de soude anhydre, qui est assez disposé à se séparer de son acide carbonique, lorsqu'il est mis en contact avec beaucoup de corps, surtout à une température élevée, présente une matière qui, dans plusieurs expériences, peut suppléer au protoxide de sodium anhydre.

IV. HISTOIRE.

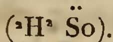
Les propriétés du protoxide de sodium, comme matière particulière, ont été reconnues en 1736 par Duhamel, et en 1758 par Margraf. Ces deux chimistes ont le plus contribué à distinguer la soude de la potasse, avec laquelle on la confondait très-souvent.

Les anciens paraissent avoir décrit plusieurs sels de soude, sous le nom de *nitrum*, et particulièrement les carbonates de soude qui se trouvent en Égypte et dans plusieurs autres contrées de l'Afrique.

---

§ II.

HYDRATE DE PROTOXIDE DE SODIUM



$(^2H^2 \ddot{S}o)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau	22,34	2 . . .	224,96
Soude. . .	77,66	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1006,80

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de soude, soude à l'alcool pure.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, volatil à une température rouge blanche. Toutes les fois que vous chauffez de l'hydrate de soude dans un creuset d'argent, il ne se dégage qu'une assez petite quantité de vapeur, parce qu'il faut une température assez élevée pour la produire ; mais si vous faisiez arriver dans la matière fondue un courant d'un fluide élastique, qui n'aurait d'ailleurs aucune action chimique sur elle, par exemple, un courant de gaz azote, alors vous en volatiliseriez une quantité bien plus grande que si vous aviez exposé, le même temps, à la même température, l'hydrate de soude dans un creuset où l'air ne pénétrerait qu'avec une certaine difficulté. C'est un exemple du principe général que M. Gay-Lussac a établi : savoir, qu'un corps vaporisable exposé à une température inférieure à celle où il entre en ébullition, mais où il a une tension notable, pourra être complètement volatilisé à cette même température s'il est soumis à un courant de gaz suffisamment prolongé.

L'hydrate de soude a une densité de 1,336.

Il est blanc.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où l'hydrate de soude agit sans que les élémens du protoxide de sodium se séparent.*

L'hydrate de soude est remarquable par l'énergie de ses propriétés alcalines, c'est-à-dire par la force avec laquelle il agit sur les réactifs colorés, et sur les acides avec lesquels il forme en général des combinaisons qui ont au plus haut degré les caractères des substances salines.

L'hydrate de soude a une grande affinité pour l'eau; non-seulement il ne la perd pas par l'action de la chaleur, mais il peut en absorber encore une proportion notable pour former un surhydrate cristallisable, et cette absorption est accompagnée d'un vif dégagement de chaleur comparable à celui qu'on observe dans l'extinction de la chaux, de la strontiane et de la baryte.

L'hydrate de soude se combine à la vapeur d'eau avec assez de force pour réduire un espace qui en est saturé à la sécheresse extrême, et la proportion qu'il peut en absorber peut aller jusqu'à le dissoudre. Il est donc, comme on le dit, *déliquescent.*

Il est susceptible de s'unir à la glace en dégageant de la chaleur.

Lorsque l'hydrate de soude s'unit aux acides il perd son eau, ou si le sel produit, est susceptible de former un hydrate, cet hydrate est beaucoup moins stable que celui de protoxide de sodium. C'est ce qui explique pourquoi ce dernier hydrate perd son eau toutes les fois qu'il est exposé à la chaleur avec un acide fixe qui est susceptible de se combiner à la soude. On doit considérer l'eau de l'hydrate de soude comme y jouant le rôle d'un acide faible.

L'hydrate de soude que l'on tient en fusion dans le gaz oxigène, ou même dans l'air atmosphérique dépouillé d'acide carbonique, se suroxide et perd en même temps son eau d'hydratation.

L'eau qui contient 0,09 environ de son poids d'hydrate de soude en solution, peut dissoudre beaucoup plus de chlore que l'eau pure. Cette solution constitue le chlorure de soude dont nous parlerons plus bas.

L'eau de soude est susceptible de dissoudre un grand nombre d'oxides métalliques, savoir, l'oxide vert de chrôme, l'hydrate de deutoxide de cuivre, mais à froid seulement; les oxides

d'étain, le protoxide de plomb, l'oxide de cadmium, l'oxide de zinc, l'alumine et la glucine.

Elle dissout les acides tungstique, silicique, colombique, antimonieux, antimonique, et manganésique.

B. *Cas où les élémens du protoxide de sodium de l'hydrate de soude agissent en se séparant.*

Le chlore, à une température rouge, agit comme un comburant sur le protoxide de sodium. Il se combine avec le métal en en séparant l'oxigène.

4 at. chlore décomposant 1 at. soude = { 2 at. oxigène, 1 at. sodium;

il en résulte

2 at. d'oxigène,

et

1 at. chlorure de sodium = { 4 at. chlore, 1 at. sodium.

Dans cette réaction, on a fait abstraction de l'eau de l'hydrate. Maintenant si nous la prenons en considération, il est clair que puisqu'il y a dans 1 atome d'hydrate de soude

2 at. d'eau = { 2 oxigène, 4 hydrogène,

il faudra pour les décomposer

4 at. de chlore;

il en résultera

2 at. oxigène,

4 at. acide hydrochlorique = { 4 at. chlore, 4 at. hydrogène;

conséquemment, pour décomposer complètement 1 atome d'hydrate de protoxide de soude, il faut 8 atomes de chlore.

Nous avons vu plus haut que l'eau qui ne contient que 0,09 de son poids d'hydrate de soude absorbe beaucoup plus de chlore que l'eau pure, et l'absorbe sans que la soude éprouve de changemens dans l'arrangement de ses élémens. Il en est tout autrement d'une solution de soude concentrée, par exemple, d'une eau qui contient $\frac{1}{4}$ de son poids d'hydrate de cet alcali ; le chlore qu'elle absorbe donne naissance à de l'acide chlorique qui neutralise une portion de soude, et à une proportion correspondante de chlorure de sodium, car l'oxigénation du chlore acidifié se fait aux dépens d'une partie de la soude : par exemple,

1 at. de chlorate de soude = { 2 at. acide chl. = { 10 at. oxigène, 4 at. chlore, ; 1 at. de soude = { 2 at. oxigène, 1 at. sodium; }

1 at. chl. sodium = { 4 at. chlore, 1 at. sodium.

D'après cela, supposons que nous ayons

24 at. de chlore,

6 at. de soude = { A. 5 at. de soude = { 10 at. oxigène, 5 at. sodium, ; B. 1 at. de soude;

l'atome de soude B passera à l'état de chlorate, et pour cela il faudra

10 at. d'oxigène,
4 at. de chlore.

Or 10 at. d'oxigène provenant de la soude, il y aura 5 atomes de soude *A* désoxigénés, et conséquemment 5 atomes de sodium qui se combineront à 20 atomes de chlore. Voici les résultats de cette réaction en tableau :

1 at. de chlorate de soude. = { 2 at. ac. chloriq. = { 10 at. oxigène, 4 at. chlore, ; 1 at. de soude;

5 at. chlorure de sodium = { 20 at. chlore, 5 at. sodium.

Le soufre que l'on fait passer sur de l'hydrate de protoxide de sodium rouge de feu, le décompose à peu près de la même manière que le fait le chlore dans l'opération que nous venons de décrire, c'est-à-dire qu'une portion de soude cède son oxigène à une portion de soufre ; il en résulte d'une part de l'acide sulfurique qui neutralise une portion de soude indécomposée, et du sodium qui est sulfuré par une portion de

soufre qui ne s'oxigène pas. Prenons, en négligeant l'eau de l'hydrate,

4 at. soude = { A'. 3 atomes = { 6 at. oxigène, 3 at. sodium, ; B'. 1 at. soude ;

8 at. soufre = { A. 2 at. soufre, B. 6,

nous aurons

1 at. sulfate soude = { 2 at. ac. sulfuriq. = { 6 oxigène, 2 soufre, ; 1 at. soude B' ;

3 at. sulfure de sodium = { 6 at. soufre, 3 at. sodium A'.

Les acides hydrochlorique, hydrophtorique, hydriodique, etc., que l'on met en contact avec la soude, peuvent être considérés, ainsi que nous l'avons dit, comme formant un hydrochlorate, un hydrophtorate, un hydriodate, etc., lorsque la combinaison reste dissoute dans l'eau; mais lorsqu'on fait évaporer la solution à sec, le résidu est un chlorure, un phtorure, un iodure, etc., de sodium. L'hydrogène des acides a donc désoxigéné la soude.

L'acide hydrosulfurique que l'on fait passer sur l'hydrate de soude rouge de feu, lui fait éprouver une décomposition analogue, il en résulte de l'eau et un sulfure de sodium.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'hydrate de soude dissous dans l'eau a une saveur âcre et le *goût urineux*. (16e leçon, page 7.) Si la liqueur est concentrée, elle désorganise la peau avec une grande rapidité; en un mot, elle possède la causticité à un haut degré.

Si on applique un morceau d'hydrate de soude sur la langue, on éprouve une sensation de chaleur due à l'union de l'eau de la salive avec l'hydrate, et presque aussitôt une sensation douloureuse résultante de la désorganisation de la peau à l'endroit qui a le contact de l'alcali.

La grande solubilité de la soude dans l'eau fait qu'elle agit bien plus rapidement sur les matières organiques que les alcalis moins solubles.

Les sels de soude sont en général purgatifs.

VI. ÉTAT NATUREL.

L'hydrate de soude n'existe pas dans la nature.

VII. PRÉPARATION.

On prépare l'hydrate de soude avec le sous-carbonate de cet alcali, et pour y parvenir, on fait deux opérations principales :

1° On sépare l'acide carbonique de la soude au moyen de la chaux; c'est ce qu'on appelle la rendre *caustique*.

2° On traite par l'alcool la *soude caustique*, afin d'en séparer du chlorure de sodium, du sulfate de soude, et même du sous-carbonate de soude, qui peuvent s'y trouver mêlés à l'hydrate.

Décrivons ces opérations.

On commence par peser :

Chaux caustique.	4	parties.
Sous-carbonate de soude	10	—
Eau.	70	—

La chaux ne doit pas contenir d'alumine, ni même de silice, par la raison que la soude caustique pourrait dissoudre ces substances.

On éteindra d'abord la chaux avec une portion de l'eau; on la délaiera dans ce qui restera de liquide, puis on y jettera le sous-carbonate. Il faudra, autant que possible, préserver les matières du contact de l'atmosphère, afin d'éviter l'action de l'acide carbonique qui s'y trouve. Elles devront réagir vingt-quatre heures au moins, et pendant ce temps plus on les agitera, mieux ce sera.

On fait usage de grands flacons de verre ou

de vaisseaux de grès bien cuit. Si l'on ne se proposait que de rendre la soude caustique, sans vouloir la soumettre à l'action de l'alcool, on ferait très-bien l'opération dans des vaisseaux de bois blanc ou de pierre calcaire.

Expliquons ce qui se passe dans cette opération :

La chaux dissoute dans l'eau s'empare, en vertu de l'affinité élective (*leçon* Ire, *pag*. 30), de l'acide carbonique du sous-carbonate de soude, et met par conséquent cette base en liberté ; d'un autre côté la soude étant soluble dans l'eau, tandis que le sous-carbonate de chaux ne l'est pas ou presque pas, ces deux corps se trouvent ainsi séparés l'un de l'autre.

S'il était possible d'avoir une eau très-chargée de chaux, on pourrait enlever très-promptement l'acide carbonique à la soude, en versant dans la solution de son sous-carbonate la quantité suffisante d'eau de chaux pour en précipiter tout l'acide; mais l'eau étant très-peu chargée de chaux, si l'on voulait arriver à ce résultat, il faudrait un volume considérable de liquide; dès lors l'eau de soude serait très-faible et hors d'état de servir à des opérations pour lesquelles on la prépare dans quelques arts; et

si on voulait la concentrer, les frais du combustible seraient trop élevés. Au reste, en suivant les proportions que nous avons prescrites pour enlever l'acide carbonique à la soude, on réussira toujours d'une manière satisfaisante, en ayant soin d'agiter souvent ces matières, et en les préservant du contact du gaz acide carbonique. La nécessité de les remuer pour les mêler est évidente; la chaux n'a guère d'action qu'à l'état liquide; par conséquent dans l'opération précédente il n'y a dans un temps donné que celle qui est en solution qui agisse. Dès lors si on ne l'agitait pas, il arriverait 1° que le sous-carbonate de chaux, en se précipitant sur l'hydrate de chaux non dissous, mettrait obstacle à la solution de ce dernier, en diminuant ses points de contact avec le dissolvant; 2° qu'il n'y aurait guère que la couche d'eau qui touche cet hydrate qui pourrait le dissoudre. L'agitation accélère la réaction des matières en mettant continuellement l'hydrate indissous en contact avec l'eau, qui ayant perdu par son contact avec l'acide carbonique du sel de soude, la chaux qu'elle tenait en dissolution, est devenue par là même capable d'en dissoudre de nouvelle. On conçoit que l'agitation est d'autant plus nécessaire qu'on

approche davantage de la fin de l'opération, parce qu'alors l'acide carbonique est plus divisé dans la liqueur, et que le sous-carbonate de chaux diminue par sa grande proportion les points de contact de l'hydrate indissous avec l'eau.

Je recommande de faire réagir les corps à la température ordinaire de l'atmosphère, par la raison que la chaux étant plus soluble à froid qu'à chaud (16e *leçon, pag.* 18), on doit, en opérant à froid, favoriser le pouvoir dissolvant de l'eau.

Au bout de 24 à 30 heures, lorsqu'on croit que les matières ne réagissent plus, ou presque plus, on peut, si leur masse n'est pas trop considérable, les exposer à l'action du feu, et laisser bouillir le liquide quelques minutes.

La chaleur agit de deux manières : 1o elle facilite le mélange par les courans qu'elle détermine dans la liqueur; 2° la température étant élevée, s'il y avait de la chaux en excès, ou même du sous-carbonate de chaux en dissolution, ces matières se déposeraient, parce qu'elles sont moins solubles à chaud qu'à froid.

Nous rappellerons les précautions à prendre

pour enlever l'acide carbonique à la soude par une matière peu soluble, lorsque nous traiterons de l'extraction des principes colorans par l'eau, de la fixation des mordans et des principes colorans sur les étoffes.

Après que le liquide a perdu son acide carbonique, on le filtre, ou on le soutire, suivant qu'on opère en petit ou en grand; dans le premier cas on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité dans une capsule d'argent, et dans le second, on fait usage de vaisseaux évaporatoires de fer ou de plomb. Le résultat de l'opération est un hydrate qu'on nomme *soude à la chaux*. Si l'on avait employé un sous-carbonate de soude parfaitement pur, et qu'on l'eût décomposé complètement, la *soude à la chaux* ne contiendrait que de l'hydrate de soude, et toujours, ou presque toujours, une petite quantité de sous-carbonate formé pendant l'évaporation, aux dépens de l'acide carbonique de l'atmosphère ambiante; mais comme presque toujours le sous-carbonate de soude dont on fait usage contient 1° du chlorure de sodium qui est inaltérable par l'eau de chaux, 2° du sulfate de soude qui n'éprouve qu'une décomposition très-incomplète de la part du

même réactif, il s'ensuit que la liqueur doit contenir, avec l'hydrate de soude, la plus grande partie du sulfate et tout le chlorure qui était dans la soude carbonatée. D'un autre côté, ces corps étant fixes, ils doivent se retrouver dans la *soude à la chaux*. Vous concevez d'après cela la nécessité d'avoir recours à une nouvelle opération pour isoler l'hydrate de soude des corps étrangers qui y sont mêlés dans la *soude à la chaux*. Cette seconde opération est très-simple; elle consiste à mettre la soude à la chaux divisée autant que possible en contact avec de l'alcool concentré de 36 à 40° de l'aréomètre de Baumé; l'hydrate de soude est dissous avec une très-faible proportion de chlorure de sodium. Quant au sulfate, il ne l'est pas du tout. Lorsque vous aurez mis la matière pulvérisée avec de l'alcool, dans des vases fermés, que vous l'aurez agitée pendant un certain temps, vous décanterez la solution, et vous la ferez concentrer dans des cornues, ou, ce qui est préférable, dans un alambic dont la chaudière est en argent; vous séparerez ainsi une grande partie de l'alcool. Si l'on opère dans une cornue de verre, il faut transvaser la liqueur dès qu'elle est concentrée à un certain point dans

une chaudière ou capsule d'argent; autrement l'hydrate de soude attaquerait le verre. Si vous opérez dans un alambic, vous concentrez davantage, par exemple, jusqu'à ce que la matière commence à noircir sur les bords qui touchent le métal. Dans tous les cas vous séparez avec une cuiller d'argent une matière noire, comme bitumineuse, qui provient de l'altération de l'alcool, et qui apparaît à la surface de la liqueur. Lorsque la soude présente une fonte parfaitement tranquille, c'est-à-dire qu'il ne s'en dégage plus de gaz ni de vapeur, on la coule dans des bassins d'argent ou de platine; mais l'argent est préférable: on obtient ainsi l'hydrate de soude sous la forme de plaques qu'on brise en morceaux pour les introduire dans des flacons fermés à l'émeri.

L'hydrate de soude préparé par ce procédé ne peut contenir qu'une petite quantité de chlorure de sodium et d'acide carbonique, lequel s'y est uni pendant l'évaporation de l'alcool; mais l'acide carbonique ne nuit point à la plupart des opérations que l'on fait avec cet alcali.

VIII. USAGES.

L'hydrate de soude n'est guère employé que comme réactif.

IX. HISTOIRE.

Avant Berthollet, auteur du procédé que je viens de décrire, on ne connaissait que la soude à la chaux.

---

§ III.

SURHYDRATE DE SOUDE.

Lorsqu'on fait dissoudre à chaud de l'hydrate de soude dans l'eau, on obtient par le refroidissement de la liqueur, si elle a été suffisamment chargée, des cristaux en aiguilles ou en lames de surhydrate de soude.

Ces cristaux présentent cela de remarquable, qu'ils produisent du froid quand on les mêle avec de l'eau, et à plus forte raison avec de la glace. Ils agissent donc sur cette dernière comme le fait l'acide sulfurique faible sur la glace.

On n'a pas déterminé la proportion d'eau contenue dans le surhydrate de soude.

§ IV.

CHLORURE DE SOUDE.

Nous avons vu que le chlore est absorbé en plus grande proportion par une légère eau de soude que par l'eau pure, et en outre qu'une solution concentrée du même alcali ne peut absorber ce même gaz sans donner naissance à du chlorure de sodium et à du chlorate de soude. Il est donc essentiel, quand on veut se procurer un chlorure de soude, d'étendre suffisamment l'alcali, afin d'éviter sa décomposition ; en outre, lorsqu'on veut préparer du chlorure de soude pour un usage quelconque qui en exige des quantités plus ou moins grandes, il faut faire usage de sous-carbonate de soude, et non d'hydrate.

On monte le même appareil que pour la préparation du chlore dissous dans l'eau ; mais, au lieu d'eau pure, on se sert d'eau de sous-carbonate de soude. La proportion de ces corps est de 100 parties d'eau et de 6 à 10 parties de sous-carbonate.

Le chlorure de soude est employé comme désinfectant et comme décolorant; à cet égard il peut remplacer l'eau de javelle.

§ V.

SULFURE HYDROGÉNÉ DE SOUDE.

Nous avons vu que l'eau de soude dissout le soufre, et donne naissance à un liquide jaune qu'on nomme *sulfure hydrogéné de soude*. On obtient un liquide, sinon identique, au moins analogue, en fondant au rouge léger parties égales d'hydrate de soude et de soufre, puis dissolvant dans l'eau la matière refroidie.

Ces liqueurs sont jaunes; elles ont l'odeur de l'acide hydrosulfurique. Le mercure avec lequel on les agite les décolore en se combinant à du soufre; il reste dans l'eau 1° de l'hydrosulfate, 2° de l'hyposulfite de soude, 3° de la soude.

On peut les considérer comme des dissolutions d'*hyposulfite de soude*, + d'*hydrosulfate de soude*, + de *soude*, + de *soufre*, ou d'*hypo-*

sulfite de soude, + de *soude*, + de *soufre hydrogéné.*

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE SODIUM $(\overset{\cdots}{\mathrm{So}})$?

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. .	34,72	3 . .	300,00
Sodium . .	65,28	1 . .	581,84
	100,00	poids at.	881,84

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide et fusible; s'il est volatil, il l'est beaucoup moins que l'hydrate de soude.

Il est plus dense que l'eau.

Il a une couleur jaune.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est décomposé par l'eau bouillante en soude qui se dissout, et en oxigène qui se dégage.

Lorsqu'on le chauffe dans le gaz acide carbonique, il se forme du sous-carbonate de soude, et du gaz oxigène est mis en liberté.

Si on le chauffe dans le gaz hydrochlorique, on obtient du chlorure de potassium, de l'eau et du gaz oxigène.

Chauffé dans l'acide sulfureux, il passe à l'état de sulfate de soude. Il y a production de lumière.

Chauffé dans le deutoxide d'azote, il se forme de l'acide nitreux et de l'hyponitrite de soude.

Le sodium, chauffé avec une quantité convenable de peroxide, passe à l'état de soude en y faisant passer lui-même le peroxide.

Le peroxide de sodium, chauffé dans le gaz hydrogène, donne naissance à de l'eau qui s'unit au protoxide provenant de la désoxigénation du peroxide.

On conçoit, d'après ces faits, comment le peroxide de sodium chauffé avec du soufre, du phosphore, de l'arsenic, du zinc, etc., cède un tiers de son oxigène à ces corps, en produisant de la lumière et de la chaleur, et en donnant naissance à un sel, lorsque le combustible est susceptible de s'acidifier.

IV. PRÉPARATION.

Le peroxide de sodium est toujours un produit

de l'art. On le prépare en chauffant au milieu du gaz oxigène pur, du sodium qu'on a placé dans une petite capsule d'argent; il est assez difficile de l'obtenir sans mélange de protoxide.

On peut encore le préparer en tenant l'hydrate de soude en fusion dans un creuset d'argent, où l'oxigène pénètre. Si on opère au milieu de l'air ordinaire, il faut éviter, autant que possible, le contact du gaz acide carbonique.

V. HISTOIRE.

Le peroxide de sodium fut découvert en 1808 par MM. Gay-Lussac et Thénard.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE SODIUM (^{4}Ch S).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore. . . .	60,34	4 . . .	885,30
Sodium . . .	39,66	1 . . .	581,84
	100,00	poids at.	1467,14

II. NOMENCLATURE.

Ce composé est connu de tout le monde sous le nom de *sel marin*, quand il a été extrait de la mer; de *sel gemme*, quand il a été extrait à l'état solide du sein de la terre. On l'appelle encore *sel de cuisine*, à cause de ses usages culinaires. Enfin il a été appelé *muriate de soude anhydre*, quand on le considérait comme un composé d'acide muriatique et de soude.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est soluble, fusible et volatil à une chaleur rouge blanche.

Il cristallise en cubes.

Il est cassant.

Sa densité est de 2,12.

Il est incolore et transparent quand il est pur et cristallisé.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le chlorure de sodium est remarquable par sa parfaite neutralité aux réactifs colorés.

Il a une assez forte affinité pour l'eau, car une solution qui en est saturée n'entre en ébullition qu'à la température de 109°,73, sous la pression de $0^m,760$.

Voici la solubilité de ce composé à différens degrés de température dans 100 parties d'eau, déterminée par M. Gay-Lussac :

Température.	Chlorure dissous par 100 parties d'eau.
13°,89	35,81
16°,90	35,88
59°,93	37,14
109°,73	40,38

Vous voyez qu'il n'y a qu'une différence de 4,57 entre les solubilités du chlorure de sodium à 13°,89 et à 109°,73; c'est ce qui a fait dire à plusieurs chimistes qu'il est aussi soluble à chaud qu'à froid. Au reste, la légère différence que nous observons ne présente rien d'étonnant, puisque nous avons vu que la magnésie et la chaux sont plus solubles à froid qu'à chaud.

50 grammes de chlorure de sodium, en se dissolvant dans 200 grammes d'eau contenus dans un vase de verre de la capacité de 320 cent. cubes, et du poids de 185 grammes, ne donnent qu'un abaissement de 1°,9, suivant M. Gay-Lussac.

Le chlorure de sodium est déliquescent dans une atmosphère saturée d'eau.

On peut considérer sa dissolution comme celle d'un chlorure, ou celle d'un hydrochlo-

rate de protoxide de sodium. Dans les deux manières de voir tous les faits s'expliquent clairement : en effet, lorsque vous mettez la solution de ce chlorure avec une substance qui en dégage de l'acide hydrochlorique, par exemple de l'acide sulfurique, vous concevez également bien les résultats, soit que vous admettiez que l'eau contenait un hydrochlorate de soude dont la base, ayant plus d'affinité pour l'acide sulfurique que pour l'acide hydrochlorique, abandonne celui-ci pour s'unir au premier, soit que vous admettiez que le chlorure dissous, équivalant à

4 at. de chlorure,
1 at. de sodium,

est réduit, sous l'influence de 2 atomes d'acide sulfurique et de 2 atomes d'eau, en

4 at. acide hydrochlorique = { 4 at. chlore, 4 at. hydrogène;

1 at. de soude . . . . = { 2 at. oxigène, 1 at. sodium,

qui s'unit aux 2 atomes d'acide sulfurique.

On concevra également bien, dans les deux manières de voir, comment on fait de l'eau régale en mettant du chlorure de sodium avec de l'acide nitrique. Dans le cas où l'on admet

l'existence du chlorure, une partie de l'acide nitrique oxidant le sodium, met du chlore en liberté. Dans le cas où c'est un hydrochlorate, l'acide nitrique agit alors sur l'acide hydrochlorique comme il a été dit (11ᵉ *leçon, pag.* 4).

L'eau saturée de chlorure de sodium ne se gèle qu'à une température bien plus basse que celle de zéro. C'est ce qui explique pourquoi l'eau de la mer conserve sa liquidité, lorsque l'eau ordinaire se congèle.

L'eau qui contient du chlorure de sodium est en général moins propre que l'eau pure à dissoudre d'autres corps, et sous ce point de vue l'on se tromperait si l'on pensait, d'après la neutralité de ce chlorure, que sa présence dans l'eau ne peut exercer aucune influence sur une opération de teinture, car il est telle circonstance où elle en a une très-grande pour diminuer le pouvoir dissolvant de l'eau. On se tromperait encore de croire que le chlorure de sodium et les sels qui se trouvent dans les fluides animaux, ne sont pas susceptibles d'exercer sur les principes immédiats, dits organiques, une action particulière à l'eau salée et qui est nécessaire à la vie.

J'ai parlé (4ᵉ *leçon, pag.* 17) de l'influence

de l'eau sur les propriétés physiques des tissus organiques : qu'on substitue à l'eau pure l'eau salée, et l'on verra qu'ils sont loin d'en éprouver la même influence. Par exemple, *le tissu élastique jaune* du ligament cervical et des artères desséché, n'y reprendra point l'élasticité que lui rendra l'eau pure. D'après ce que je viens de dire, l'eau de chlorure de sodium est donc moins propre que l'eau pure à dissoudre, à pénétrer, à mouiller les matières organiques, et à modifier les propriétés physiques de celles qui constituent des tissus.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Le chlorure de sodium a une saveur salée et agréable que tout le monde connaît, et qui le fait rechercher des animaux mêmes. Il fait éprouver en outre une sensation de fraîcheur qu'il faut distinguer de sa saveur.

Il est inodore; l'odeur de violette que répand très-sensiblement le *sel marin* quand il est en grande masse, est due à une substance étrangère au chlorure de sodium.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il est très-répandu dans la nature : à l'état solide il forme des terrains entiers; dissous dans

l'eau, il existe dans la mer, dans les sources dites salées. Toutes les humeurs des animaux en contiennent.

VII. PRÉPARATION.

On ne le prépare jamais, parce qu'il est bien plus économique de l'extraire du sein de la terre, ou de le retirer des eaux de la mer par l'évaporation.

VIII. USAGES.

Le chlorure de sodium est une des matières premières de l'art de la teinture, puisqu'il sert à préparer le chlore, l'acide hydrochlorique, et conséquemment les hydrochlorates et les chlorures, et qu'aujourd'hui c'est de lui que provient la plus grande partie du sous-carbonate de soude du commerce.

Les faits que j'ai rapportés relativement à l'influence qu'il peut exercer en modifiant le pouvoir dissolvant de l'eau, ne doivent point être perdus de vue par le teinturier qui cherche à se faire des idées justes sur *l'influence* que les eaux naturelles peuvent avoir en général dans ses opérations.

CHAPITRE V.

PHTORURE DE SODIUM (^{4}Pht So).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Phtore.	44,65	4	469,32
Sodium	55,35	1	581,84
	100,00	poids at.	1051,16

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en cubes ou en octaèdres, et moins fusible que le verre.

100 parties d'eau à 16° en dissolvent 4,8, et à très-peu près la même quantité à la température de 100°.

On le prépare avec l'acide hydrophtorique et le sous-carbonate de soude.

CHAPITRE VI.

IODURE DE SODIUM (^{4}I So).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Iode. . . .	84,30	4. . .	3123,88
Sodium . .	15,70	1. . .	581,84
	100,00	poids at.	3705,72

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en prismes rhomboïdaux aplatis, fusible et un peu volatil.

Il est déliquescent, et conséquemment soluble dans l'eau. La solution est neutre aux réactifs colorés.

Ce composé a d'ailleurs des propriétés analogues à celles du chlorure de sodium.

III. ÉTAT.

Il existe dans les mers et dans plusieurs sources salées.

CHAPITRE VII.

SULFURE DE SODIUM (^2S So).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre. . .	40,88	2 . . .	402,32
Sodium . .	59,12	1 . . .	581,84
	100,00	poids at.	984,16

II. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues à celles du sulfure de potassium, dont je parlerai dans la prochaine leçon.

DIX-HUITIÈME LEÇON.

POTASSIUM (Po).

CINQUANTE-DEUXIÈME ESPÈCE DE CORPS SIMPLE.

PREMIÈRE SECTION.

CHAPITRE PREMIER. — POTASSIUM.

I. NOMENCLATURE.

Ce nom est tiré de *potasse*, alcali d'où le potassium a été extrait.

M. Berzelius appelle le potassium *kalium*.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le potassium est un métal solide jusqu'à 58°, où il entre en fusion.

Il est volatil à une température rouge inférieure à celle nécessaire pour volatiliser le sodium.

Sa cassure présente des facettes cristallines quand il a été refroidi avec précaution.

A 15°, il est ductile, mou.

Sa densité n'est que 0,865; il est donc encore plus léger que le sodium.

Son poids atomistique est de 979,83.

A l'état solide et liquide, il est blanc comme l'argent; mais sa vapeur est verte.

Il conduit bien l'électricité.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Suivant M. Thénard, en exposant du potassium à froid dans la quantité d'oxigène nécessaire pour le convertir en protoxide, on obtient ce composé ou la potasse anhydre.

Si l'on chauffe le potassium dans l'oxigène sec, ce n'est plus du protoxide, mais un peroxide qui se produit.

L'air atmosphérique desséché se comporte d'une manière analogue; seulement l'action et les phénomènes sont moins intenses.

Le potassium plongé à la température ordinaire dans un flacon de chlore y brûle avec une flamme rougeâtre; si on l'agite avec une tige de fer, de manière que sa surface soit toujours bien nette, le produit est du chlorure de potassium.

Il se combine avec le brôme en dégageant beaucoup de chaleur et de lumière.

Il se combine également à l'iode en produisant de la lumière, mais il faut élever la température des corps.

Il est susceptible de s'unir avec l'azote, mais indirectement.

Il s'unit très-bien, à l'aide de la chaleur, avec le soufre, le sélénium, le phosphore, l'arsenic, l'antimoine, l'étain; il y a dégagement de chaleur et de lumière.

Lorsqu'on le chauffe dans l'hydrogène à une température convenable, il forme un hydrure solide.

Il s'allie au mercure, au bismuth, au plomb, au fer, à une température suffisamment élevée; au zinc, quoique difficilement, et très-bien au sodium.

On n'a pas réussi à l'unir au bore; on ne sait pas s'il peut se combiner au carbone.

1. COMPOSÉS OXIGÉNÉS ET POTASSIUM.

A. *Composés oxigénés non acides.*

L'eau est décomposée instantanément par le potassium comme elle l'est par le sodium. Si on opère dans une petite cloche placée sur le mer-

cure, il se dégage du gaz hydrogène, et l'on trouve à la liqueur les propriétés alcalines les plus prononcées; elle agit sur les réactifs colorés comme l'eau de soude, mais elle en diffère en ce qu'elle donne avec le chlorure de platine, si elle est suffisamment concentrée, un précipité jaune pulvérulent qui est un chlorure double de platine et de potassium.

Lorsqu'on jette le potassium dans une capsule qui contient de l'eau, les phénomènes sont les mêmes que ceux qu'on observe avec le sodium, sauf que l'hydrogène dégagé prend feu dans l'air, et enveloppe le métal d'une flamme rougeâtre qui se meut avec lui à la surface de l'eau de la manière la plus agréable.

Lorsqu'on le chauffe dans le deutoxide d'azote, il paraît qu'il se produit d'abord du peroxide de potassium et du gaz azote; le peroxide absorbe ensuite une portion du deutoxide, auquel il cède une partie de son oxigène, de manière qu'il en résulte un hyponitrite de potasse.

Le protoxide d'azote donne lieu aux mêmes résultats.

Le potassium introduit dans une cloche renversée sur le mercure, qui contient de l'eau et

du deutoxide d'azote ou du protoxide, s'enflamme; il ne se dégage pas d'hydrogène.

A chaud, il décompose l'oxide de carbone et un très-grand nombre d'oxides métalliques.

B. *Composés oxigénés acides.*

Le potassium décompose tous, ou presque tous, les oxacides, à une température suffisamment élevée. Citons des exemples.

La vapeur nitreuse l'enflamme à la température ordinaire.

De 150 à 200°, il s'enflamme dans le gaz acide sulfureux; le résidu est ce qu'on a appelé *sulfure de potasse.*

A la même température, il décompose l'acide phosphorique vitreux; il se produit du *phosphure de potasse.*

Il décompose les acides arsénieux et arsénique avec émission d'une vive lumière; il se produit de la potasse; l'arsenic est mis en liberté.

Les acides molybdique, tungstique et chromique sont pareillement désoxigénés par le potassium.

A une chaleur rouge cerise, il brûle dans le gaz acide carbonique à la manière d'un pyrophore; une portion d'acide est réduite en char-

bon, une seconde l'est en oxide de carbone, et une troisième est absorbée sans altération par la potasse produite.

A chaud l'acide borique vitreux est réduit en bore par le potassium; la potasse produite s'unit à une portion d'acide indécomposé lorsqu'on a chauffé les corps à partie égale.

Il décompose l'acide silicique.

2. COMPOSÉS DE CHLORE ET POTASSIUM.

Le potassium décompose à froid sans dégagement de lumière le gaz acide hydrochlorique; il se forme du chlorure de potassium, et il reste $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène pour 1 volume d'acide décomposé.

Il décompose la plupart des chlorures; c'est même sur son affinité élective pour le chlore qu'est fondée la préparation de l'aluminium, du glucinium, de l'yttrium.

3. COMPOSÉS DE PHTORE ET POTASSIUM.

L'acide hydrophtorique est décomposé avec une extrême rapidité par le potassium. Aussi se produit-il une détonation lorsqu'on jette le métal dans l'acide liquide; mais si on le plonge dans la vapeur de ce dernier, la décomposition

se fait paisiblement, l'hydrogène est mis en liberté et il reste du phtorure de potassium.

Le potassium fondu dans l'acide phtoroborique s'enflamme; il se produit du phtorure, et le bore est mis à nu.

Il décompose également l'acide phtorosilicique. C'est même le moyen de se procurer le silicium.

Enfin il enlève le phtore au zirconium.

4. AZOTURES ET POTASSIUM.

Le potassium, chauffé dans le gaz ammoniac, donne lieu à un dégagement de gaz hydrogène, qui est précisément égal à celui que l'on aurait obtenu du même poids de potassium mis en contact avec de l'eau, et le résultat est de l'azoture de potassium ammoniacal, c'est-à-dire que l'azote de l'ammoniaque décomposée s'est uni avec le potassium pour former un azoture, et que ce composé s'est uni avec une autre partie d'ammoniaque non décomposée. Si on chauffe cette combinaison au rouge naissant, on séparera la totalité de l'ammoniaque, et il restera de l'azoture de potassium. Cet azoture, mis en contact avec l'eau, reproduira de l'ammoniaque et de la potasse.

Le potassium, chauffé dans le cyanogène (azoture de carbone), s'y unit et forme un cyanure.

5. SULFURES ET POTASSIUM.

Le potassium, chauffé au milieu du gaz acide hydrosulfurique, en décompose une portion avec dégagement de lumière, et en absorbe l'autre; le résultat est du gaz hydrogène et du sulfure de potassium uni à de l'acide hydrosulfurique, dont la quantité varie suivant les circonstances de l'opération.

Il décompose un assez grand nombre de sulfures métalliques.

6. PHOSPHURES ET POTASSIUM.

Le potassium chaud s'empare du phosphore des hydrogènes phosphorés, et met l'hydrogène en liberté; la décomposition est radicale.

7. ARSÉNIURES ET POTASSIUM.

Il décompose l'hydrogène arséniuré de la même manière que les hydrogènes phosphorés.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il n'existe point dans la nature à l'état libre; mais il est très-répandu à l'état de chlorure et à celui de sels à base de potasse.

V. PRÉPARATION.

On prépare le potassium de la même manière que le sodium. J'ajouterai cependant que M. Brenner s'en est procuré d'assez grandes quantités en distillant dans une cornue de fer, à une température très-élevée, un mélange d'hydrate de potasse et de charbon.

VI. USAGES.

Le potassium est un réactif des plus précieux, non-seulement comme désoxigénant, mais encore comme éminemment propre à séparer les autres comburans de leurs combinaisons; il doit ces propriétés à son énergie électropositive.

VII. HISTOIRE.

Il fut découvert par sir H. Davy, en 1807. MM. Thénard et Gay-Lussac l'ont étudié avec beaucoup de soin.

SECTION II.

COMBINAISONS BINAIRES DÉFINIES DU POTASSIUM AVEC PLUSIEURS DES CORPS PRÉCÉDEMMENT EXAMINÉS.

CHAPITRE II.

§ Ier.

PROTOXIDE DE POTASSIUM ($\ddot{P}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	16,95	2	200,00
Potassium	83,05	1	979,83
	100,00	poids at.	1179,83

II. NOMENCLATURE.

Potasse, ou *potasse anhydre.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge.

Il est plus dense que l'eau.

Il est blanc.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES ET ORGANOLEPTIQUES.

Il jouit des propriétés alcalines au plus haut degré; mais par la raison que c'est toujours, ou presque toujours, l'hydrate de potasse qu'on a choisi pour les étudier, je n'entrerai à ce sujet dans aucun détail.

V. ÉTAT NATUREL.

Il ne se trouve dans la nature qu'à l'état de sel.

VI. PRÉPARATION.

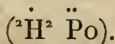
Le protoxide de potassium s'obtient, suivant M. Thénard, en mettant le métal réduit en lames peu épaisses dans de l'air parfaitement sec, et ne contenant que la quantité d'oxigène nécessaire pour le convertir en protoxide, ou, ce qui revient au même, en le mettant dans un excès d'air, mais en arrêtant l'opération lorsque la diminution de volume de cet air indique que la quantité d'oxigène qui a disparu est la proportion qui était nécessaire pour convertir le potassium en protoxide.

On peut également, en chauffant 1 atome de peroxide de potassium avec 2 atomes de potassium métallique, ou, ce qui revient au même,

158 parties du premier avec 196 parties du second, obtenir le même composé.

§ II.

HYDRATE DE PROTOXIDE DE POTASSIUM


($^2\dot{H}^2\ \ddot{P}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Eau.	16,01	2	224,96
Prot. potassium.	83,99	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	1404,79

II. NOMENCLATURE.

Hydrate de potasse. Potasse à l'alcool pure ; car la potasse à l'alcool du commerce contient en général plus d'eau qu'il n'en faut pour constituer l'hydrate.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à une température rouge et volatile.

Il est plus dense que l'eau.

Il est blanc.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Les propriétés de l'hydrate de potasse ont tant d'analogie avec celles de l'hydrate de soude, que je me bornerai à les énumérer plutôt que je ne les décrirai, excepté cependant celles qui peuvent servir de caractères pour distinguer les deux composés l'un de l'autre.

A. *Cas où l'hydrate de potasse agit sans que les élémens du protoxide de potassium se séparent.*

L'hydrate de potasse est déliquescent; il réduit à la sécheresse extrême tous les gaz non acides; il se combine à la glace, à l'eau, en dégageant de la chaleur; ne demande qu'une très-petite quantité de ce liquide pour se dissoudre. La dissolution concentrée à chaud dépose, en se refroidissant, du surhydrate cristallisé.

L'hydrate de potasse s'unit à tous les oxacides; mais les combinaisons qui en résultent n'ont plus les mêmes rapports avec l'eau que le protoxide de potassium : lorsqu'elles ne sont pas anhydres, on peut, en les chauffant, les obtenir à cet état; c'est même en exposant à la chaleur, au milieu d'une atmosphère sèche de gaz acide carbonique, ou de gaz sulfureux, un morceau d'hydrate

de potasse, qu'il est aisé d'y démontrer la présence de l'eau, par la raison qu'à la température où la combinaison se fait, l'affinité de ce liquide pour le sel n'est pas assez forte pour empêcher qu'elle ne se dégage.

Un morceau d'hydrate de potasse exposé à l'air en attire la vapeur d'eau, puis l'acide carbonique : lorsqu'il a été changé en sous-carbonate, il faut que l'air soit très-sec pour que la matière ne soit pas humide. En cela l'hydrate de potasse se comporte autrement que celui de soude, dont le sous-carbonate cristallisé est efflorescent.

L'eau de potasse dissout les acides silicique colombique, les oxacides d'antimoine, l'hydrate d'oxide de chrôme (à froid), les oxides d'étain, le protoxide de plomb, l'oxide de cadmium, le protoxide de zinc, l'alumine et la glucine.

L'hydrate de potasse chauffé dans le gaz oxigène, ou dans l'air sec, perd de l'eau, et se convertit en peroxide.

En dissolution dans une suffisante quantité d'eau, il absorbe le chlore, et forme le chlorure de potasse ou *eau de Javelle*.

Parties égales de soufre ou d'hydrate de potasse, exposées à une température qui ne s'é-

lève pas au rouge, forment, suivant M. Gay-Lussac, un composé de soufre et de potasse qui correspond au chlorure de potasse; mais ce sulfure de protoxide, en se dissolvant dans l'eau; se dénature; il donne naissance à une certaine quantité d'hyposulfite.

L'eau de potasse dissout le soufre à chaud; le résultat porte le nom de *sulfure hydrogéné de potasse*.

Le phosphore en vapeur que l'on fait passer sur de l'hydrate de potasse chauffé au rouge s'y combine, et forme le *phosphure de potasse*. Mais il n'est pas démontré qu'il ne se produise pas de phosphate de potasse et un phosphure de potassium.

Lorsqu'on fait bouillir du phosphore dans de l'eau de potasse concentrée, l'eau est décomposée; il se dégage de l'hydrogène perphosphoré, et il se produit du phosphate et de l'hypophosphite de potasse.

L'eau de potasse concentrée, chauffée avec de la poudre d'arsenic, donne lieu à des phénomènes analogues : de l'hydrogène arséniuré se dégage, et de l'arséniate de potasse se dissout.

B. *Cas où les élémens du protoxide de potassium de l'hydrate de potasse sont séparés.*

L'hydrate de potasse est décomposé par l'électricité voltaïque dans les mêmes circonstances que l'hydrate de soude.

Il l'est par des corps comburans et par des corps combustibles. Dans le premier cas, c'est l'oxigène qui est expulsé; dans le second, c'est le potassium.

1. *Action des comburans simples.*

A une température rouge, le chlore et l'iode décomposent l'hydrate de potasse (17e *leçon, page* 21).

Lorsque ces corps agissent sur une solution de potasse suffisamment concentrée, il se produit du chlorure ou de l'iodure de potassium et du chlorate ou de l'iodate de potasse (17e *leçon, page* 22).

Le soufre qui agit sur l'hydrate de potasse à une température rouge donne lieu à une formation de sulfure de potassium et à du sulfate de potasse (17e *leçon, page* 23).

2. *Action des combustibles simples.*

Le carbone, à une température rouge blanche, décompose l'hydrate de potasse, ainsi que

Curaudau l'a fait voir; de l'oxide de carbone, de l'hydrogène et de la vapeur de potassium se dégagent (17[e] *leçon, page* 13).

Le fer décompose aussi l'hydrate de potasse, ainsi que MM. Gay-Lussac et Thénard l'ont démontré les premiers (17[e] *leçon, page* 11).

3. *Action de plusieurs acides dont le comburant n'est pas l'oxigène.*

L'hydrate de potasse est décomposé par l'acide hydrophtorique; il se forme de l'eau et du phtorure de potassium (17[e] *leçon, page* 24).

Il est décomposé également par l'acide hydrochlorique, l'acide hydrobromique et hydriodique.

Le gaz hydrosulfurique le décompose à une température rouge en eau et en sulfure de potassium.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Cet hydrate a une saveur, une action sur les tissus organiques vivans, une causticité au moins égales à celles de l'hydrate de soude.

C'est sa *causticité* qui le fait employer pour ouvrir des cautères.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il ne se trouve point dans la nature.

VII. PRÉPARATION.

Elle est la même que celle de l'hydrate de soude. C'est donc

1° En soumettant le sous-carbonate de potasse à l'action d'un lait de chaux, pour en séparer l'acide carbonique; en réduisant à sec la liqueur qui contient la potasse privée de son acide carbonique, qu'on obtient la *potasse à la chaux;*

2° En soumettant la *potasse à la chaux* à l'action de l'alcool, pour dissoudre l'hydrate de potasse, à l'exclusion du chlorure de potassium et du sulfate de potasse; c'est enfin en séparant ensuite le dissolvant, qu'on parvient à se procurer la *potasse à l'alcool,* qui, comme nous l'avons dit, contient presque toujours plus d'eau que celle qui constitue l'hydrate pur.

VIII. USAGES.

L'hydrate de potasse est un agent extrêmement précieux pour les recherches chimiques; mais dans les arts, il n'est point employé, par la raison que la *potasse à la chaux* suffit aux

usages pour lesquels un alcali caustique est nécessaire, et que le sous-carbonate de potasse peut lui-même en tenir lieu, malgré son acide carbonique.

La *potasse à la chaux* est employée en médecine, sous le nom de *pierre à cautère*, pour ouvrir des cautères. Quoiqu'elle n'agisse que par son hydrate de potasse, cependant elle est préférable à l'hydrate pur, par la raison que les substances étrangères qu'elle contient (chlorure de potassium, sulfate de potasse, sous-carbonate de chaux, oxide de fer, si elle a été préparée dans un vase de ce métal) la rendent moins susceptible de tomber en *déliquium*: par là même elle est plus propre à exercer une action corrosive limitée à la partie sur laquelle on veut agir, que si elle était pure, parce qu'alors, en se réduisant en liqueur, elle s'étendrait sur la peau, et agirait sur une trop grande surface.

---

§ III.

SURHYDRATE DE PROTOXIDE DE POTASSIUM.

L'hydrate de potasse dissous dans l'eau chaude à saturation donne, comme celui de soude, par le refroidissement, des cristaux de surhydrate.

Ce surhydrate présente des propriétés analogues à celles du surhydrate de soude; ainsi, quand on le mêle avec la glace, et même avec l'eau, il se liquéfie avec production de froid.

On n'a pas déterminé exactement la proportion d'eau qu'il contient. Proust dit qu'on peut en dégager par l'action de la chaleur 0,30; malheureusement l'expérience qu'il rapporte n'est pas assez précise pour qu'on puisse chercher à fixer cette composition en atomes.

§ IV.

CHLORURE DE POTASSE.

I. NOMENCLATURE.

Eau de Javelle.

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés du chlorure de potasse sont celles qui doivent résulter d'une solution concentrée de chlore dans l'eau; elles sont donc analogues à celles de l'eau de chlore, et surtout à celles des chlorures de chaux et de soude.

La couleur pourpre que le chlorure de potasse du commerce a souvent n'est pas essentielle à la combinaison du chlore et de la potasse; elle appartient à du manganèse qui est à l'état d'acide manganésique.

III. PRÉPARATION.

On fait arriver dans de l'eau de potasse convenablement étendue un courant de chlore jusqu'à saturation; il n'est pas nécessaire que l'alcali soit à l'état caustique, au moins pour les arts.

Si la potasse contient naturellement du manganèse, ou si on y en a ajouté, ou bien s'il en est passé du ballon dans le récipient, le chlorure sera coloré en pourpre.

Nous avons vu que le chlore agit sur une eau de potasse concentrée en donnant naissance à du chlorate de potasse et à du chlorure de potassium. Il est évident que, puisque la potasse contient le même nombre d'atomes que la chaux et la soude, lorsque 6 atomes de potasse dissous dans l'eau se trouveront en présence de 24 atomes de chlore, il en résultera

$$1 \text{ at. chl. potasse} = \begin{cases} 2 \text{ at. ac. chlorique} = \begin{cases} 10 \text{ at. oxigène,} \\ 4 \text{ at. chlore,} \end{cases} \\ 1 \text{ at. de potasse} = \begin{cases} 2 \text{ at. oxigène,} \\ 1 \text{ at. potassium;} \end{cases} \end{cases}$$

$$5 \text{ at. chlorure de potassium} = \begin{cases} 20 \text{ at. de chlore,} \\ 1 \text{ at. de potassium.} \end{cases}$$

Tel est le résultat théorique; mais M. Morin dit qu'il n'a pu parvenir à transformer une quantité donnée de potasse en 1 atome de chlorate pour 5 atomes de chlorure de potassium; que constamment il a obtenu 1 atome de chlorate pour 17 atomes de chlorure, et voici dans quelle circonstance :

Il a préparé des solutions de potasse formées de

1 partie de potasse à l'alcool	et de	2 parties d'eau,		
1	—	—	4	—
1	—	—	16	—

Chacune a été saturée de chlore; les quantités absorbées étaient égales, sauf ce que l'eau a pu absorber comme eau.

L'absorption dans les deux premières liqueurs a eu lieu avec dégagement de chaleur, et le chlorate de potasse produit a cristallisé; l'eau mère des cristaux a laissé dégager par l'évaporation le chlore qui était dissous par l'eau, et de l'oxigène provenant de la décomposition du chlorure de potasse.

L'absorption dans la troisième liqueur n'a pas été accompagnée d'un dégagement de chaleur; il ne s'est pas déposé de chlorate, c'était un véritable *chlorure de potasse;* mais ce qui est étonnant, c'est qu'en la faisant évaporer, elle a donné

1 at. de chlorate de potasse,
17 at. de chlorure de potassium,

comme les deux précédentes.

Il faut donc admettre d'après cela que si l'on prépare un chlorure de potasse avec

18 at. de potasse,
72 at. de chlore,

il arrivera qu'en l'exposant à l'action d'une chaleur suffisante pour en concentrer la dissolution,

6 atomes de potasse + 24 atomes de chlore donneront

1 at. chlorate = { 2 at. ac. chlorique = { 10 at. oxigène, 4 at. chlore, ; 1 at. de potasse = { 2 at. oxigène, 1 at. potassium; }

5 at. de chlorure = { 20 at. chlore, 5 at. potassium,

et 12 atomes de potasse et 48 atomes de chlore donneront

24 at. d'oxigène qui se dégageront à l'état gazeux,

12 at. de chlorure de potassium = { 48 at. chlore, 12 potassium.

Quoi qu'il en soit de ces résultats, on peut toujours établir les faits suivans :

1° C'est que pour préparer l'eau de Javelle ou chlorure de potasse, il faut employer une eau alcaline suffisamment étendue, pour éviter la production du chlorate.

M. Gay-Lussac prescrit la proportion, pour 1000 parties d'eau, de 100 à 125 parties de sous-carbonate de potasse au plus.

2° Qu'il faut conserver le chlorure de potasse dans des endroits assez frais pour que la cha-

leur ne le décompose pas, et qu'ils ne le soient pas assez pour qu'il puisse s'en déposer des cristaux;

3° Que le chlorure ne doit point être exposé à la lumière;

4° Qu'il doit être conservé dans des vaisseaux fermés, car s'il pouvait perdre de l'eau par évaporation, il perdrait en même temps du chlore, et du chlorate se déposerait.

Enfin il est des réflexions que je ne puis m'empêcher de vous communiquer; elles sont relatives à la manière dont je vous présente la série des faits que je regarde comme les fondemens de la science de la teinture.

Vous voyez d'abord combien le système atomistique est simple pour exposer les proportions suivant lesquelles les corps réagissent une fois que les poids relatifs de leurs atomes ont été déterminés avec une précision suffisante; ces proportions, établies, rendent extrêmement facile la comparaison que l'on doit faire entre les matières premières d'une opération et ses produits; et cette comparaison, en indiquant si les produits sont aussi abondans que possible, devient une mesure pour juger de la précision des procédés; enfin elle fournit

un des élémens les plus précieux pour calculer les frais de préparation de ces mêmes produits.

Vous voyez, Messieurs, les avantages qu'il y a à déterminer les circonstances les plus favorables aux opérations des arts, déterminations qui ne peuvent être faites d'une manière précise que par celui qui prend la science pour guide, et non une pratique toujours aveugle quand il s'agit de remonter aux causes prochaines d'un phénomène. En effet, supposez un fabricant d'eau de Javelle qui ignore ce qu'il faut de chlore pour saturer une quantité de potasse donnée, et il pourra en employer trop ou trop peu; supposez qu'il ne tienne pas compte de la *proportion convenable* de potasse et d'eau, il pourra obtenir un chlorure de potasse mêlé à une proportion plus ou moins forte de chlorure de potassium et de chlorate de potasse, qui sont absolument inertes pour le blanchîment; enfin, s'il ignore l'influence de la température, de la lumière, de l'évaporation, il courra le risque de ne pas placer ses produits dans les conditions les plus favorables à leur conservation.

---

§ V.

SULFURE DE POTASSE.

Nous avons vu plus haut qu'il est possible, en exposant à une chaleur qui ne soit pas trop élevée, parties égales de potasse hydratée et de soufre, d'obtenir un composé solide de potasse et de soufre ; mais ce sulfure est dénaturé lorsqu'il est dissous par l'eau ; il se transforme en *hyposulfite de potasse* et en un composé alcalin de soufre et d'hydrogène dont je dirai quelques mots, sous le nom de *sulfure hydrogéné*, à l'article des sulfures de potassium.

CHAPITRE III.

PEROXIDE DE POTASSIUM ($\dddot{P}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	37,98	6	600,00
Potassium . . .	62,02	1	979,83
	100,00	poids at.	1579,83

II. NOMENCLATURE.

Deutoxide de potassium.

III. PROPRIÉTÉS.

Vous devez observer que la composition de ce peroxide s'écarte de celle du peroxide de sodium, puisque pour 1 atome de métal celui-ci en contient 3 d'oxigène. Du reste, les propriétés des deux oxides ont ensemble tant d'analogie, que nous n'entrerons dans aucun détail au sujet de celles du peroxide du potassium.

IV. PRÉPARATION.

Il se prépare comme celui de sodium.

V. HISTOIRE.

Il a été découvert, ainsi que celui de sodium, en 1808, par MM. Gay-Lussac et Thénard.

CHAPITRE IV.

CHLORURE DE POTASSIUM (^{4}Ch Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore. . . .	47,47	4 . . .	885,30
Potassium . .	52,53	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1865,13

II. NOMENCLATURE.

Sel fébrifuge de Sylvius.
Muriate de potasse anhydre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à la chaleur rouge, et volatil à une température élevée.

Il cristallise en cubes qui se réunissent souvent en tables, ou qui se superposent de manière à former un prisme alongé à bases carrées.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le chlorure de potassium est soluble dans l'eau. Voici les quantités qui sont dissoutes, suivant M. Gay-Lussac, à diverses températu-

res, dans 100 parties d'eau :

température.	chlorure dissous par 100 parties d'eau.
0°,00.	29,21
19°,35.	34,53
52°,39.	43,59
79°,58.	50,93
109°,60.	59,26

On voit que sa solubilité varie beaucoup plus avec la température que celle du chlorure de sodium. Les deux chlorures présentent encore une différence, c'est que dans les circonstances où celui de sodium abaisse la température de l'eau de 1°,9 (17e *leçon, page* 40), un poids égal de chlorure de potassium s'abaisse de 11°,4.

Les propriétés chimiques des deux chlorures ont la plus grande analogie, sauf la nature de la base.

On peut toujours les distinguer au moyen du chlorure de platine, qui forme un sel double très-peu soluble avec le chlorure de potassium, et qui en forme un soluble avec celui de sodium.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il fait éprouver, quand on le met dans la bouche, une sensation de fraîcheur plus grande que celle produite par le chlorure de sodium ;

sa saveur est salée, et plus piquante que celle de ce dernier.

VI. ÉTAT NATUREL.

Le chlorure de potassium existe dans la nature. On en trouve dans le chlorure de sodium natif, dans les plantes terrestres et dans les humeurs des animaux; mais il n'est pas aussi répandu que le chlorure de sodium.

VII. PRÉPARATION.

On ne le prépare point pour les besoins des arts.

On peut le faire en neutralisant le sous-carbonate de potasse par l'acide hydrochlorique, et en purifiant le produit par cristallisation.

VIII. USAGES.

Il n'est guère d'usage dans les arts; mais si l'on en avait à sa disposition, il pourrait remplacer le chlorure de sodium dans les cas où ce dernier est employé pour le chlore qu'il contient.

CHAPITRE V.

PHTORURE DE POTASSIUM (4Pht Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Phtore. . .	32,39	4 . . .	469,32
Potassium .	67,61	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1449,15

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en cubes, lesquels sont superposés de manière à faire un prisme droit à bases carrées avec des croix en diagonales, ou agrégés de manière à former des trémies.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent; et sa solution ne cristallise, à cause de cela, que difficilement.

Il est très-alcalin.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur salée et piquante.

V. PRÉPARATION.

On l'obtient, suivant M. Berzelius, en satu-

rant incomplètement l'acide hydrophtorique par le sous-carbonate de potasse, évaporant et chauffant pour chasser l'excès d'acide.

CHAPITRE VI.

BROMURE DE POTASSIUM (^{4}Br Po).

I. COMPOSITION.

	en poids	en atomes.	
Brôme.	65,56	4	932,92
Potassium. . .	34,44	1	979,83
	100,00	poids at.	1912,75

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en cubes, ou en longs parallélipipèdes rectangulaires.

Il est fusible.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Il abaisse la température de l'eau en s'y dissolvant.

A chaud, il est décomposé par le chlore; il ne l'est pas par l'iode.

CHAPITRE VII.

IODURE DE POTASSIUM.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Iode	76,12	4. . . .	3123,88
Potassium. . .	23,88	1. . . .	979,83
	100,00	poids at.	4103,71

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible, et volatil à une température assez élevée.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent ; sa solution est neutre aux réactifs colorés.

L'oxigène ne le décompose pas.

Le chlore et le brôme en séparent l'iode à chaud.

L'action des acides sur l'iodure de potassium est analogue à celle qu'ils exercent sur les chlorures de sodium et de potassium.

CHAPITRE VIII.

SULFURES DE POTASSIUM.

Suivant M. Berzelius, il existe 7 sulfures de potassium.

§ Ier.

PROTOSULFURE DE POTASSIUM (^{2}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre.	29,11	2	402,32
Potassium. . .	70,89	1	979,83
	100,00	poids at.	1382,15

II. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est solide; sa couleur est celle du cinabre pâle; sa cassure est cristalline; il se fond, avant de rougir, en un liquide noir.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est déliquescent; sa solution dans l'eau est

jaune si elle est concentrée, et incolore si elle est étendue; on peut la considérer comme celle d'un sulfure ou d'un hydrosulfate neutre. Dans ce dernier cas, l'eau serait décomposée, et l'on aurait pour

$$\text{1 at. de sulfure de potassium} = \begin{cases} \text{2 at. soufre,} \\ \text{1 at. potassium,} \end{cases}$$

et

$$\text{2 at. d'eau} \ldots\ldots\ldots = \begin{cases} \text{2 at. oxigène,} \\ \text{4 at. hydrogène,} \end{cases}$$

$$\begin{array}{c}\text{1 at. hydrosulfate} \\ \text{de potasse} \end{array} = \begin{cases} \text{2 at. ac. hydrosulfuriq.} = \begin{cases} \text{2 soufre,} \\ \text{4 hydrogène,} \end{cases} \\ \text{1 at. de potasse} \ldots = \begin{cases} \text{2 oxigène,} \\ \text{1 potassium.} \end{cases} \end{cases}$$

Cette solution n'est pas décomposée quand on l'agite avec du mercure.

Les acides sulfurique et hydrochlorique en séparent de l'acide hydrosulfurique sans qu'il y ait de dépôt de soufre.

Chauffé avec le contact de l'air, il ne s'enflamme pas; cependant sa surface devient incandescente, et il se forme du sulfate de potasse.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur amère, alcaline, et une odeur d'acide hydrosulfurique.

Il est délétère, au moins quand il est pris en certaine quantité.

V. PRÉPARATION.

Le soufre étant au potassium, dans le protosulfure de ce métal, dans le même rapport que celui où il est dans le sulfate de potasse; et d'un autre côté, à une température rouge l'hydrogène ayant comme le carbone la propriété d'enlever à ce sel tout l'oxigène de son acide et de sa base, il s'ensuit qu'on peut préparer le protosulfure de potassium en dirigeant un courant d'hydrogène dans un tube de verre rouge contenant du sulfate de potasse. Pour 1 atome de sulfate de potasse, qui en contient 8 d'oxigène, il faut 16 atomes d'hydrogène. Il est, au reste, très-difficile de se procurer un protosulfure parfaitement pur.

§ II.

DEUTOSULFURE DE POTASSIUM (4S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre. . . .	45,09	4 . . .	804,64
Potassium .	54,91	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1784,47

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a obtenu en chauffant graduellement jusqu'au rouge le sous-carbonate de potasse avec une quantité de soufre moindre que celle nécessaire pour décomposer la totalité du sel; par exemple, 37 de sous-carbonate, et 5 de soufre.

§ III.

TRITOSULFURE DE POTASSIUM (^{6}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre. . .	55,19	6 . . .	1206,96
Potassium.	44,81	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	2186,79

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a obtenu en exposant un mélange de 37 de sous-carbonate de potasse et 5 de soufre à une chaleur suffisante pour le fondre sans ébullition.

§ IV.

TETROSULFURE DE POTASSIUM (^{7}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre. . . .	58,97	7 . . .	1408,12
Potassium. . .	41,03	1	979,83
	100,00	poids at.	2387,95

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a préparé en dirigeant un courant de gaz hydrosulfurique sur du sulfate de potasse rouge de feu, et en chauffant un quart d'heure, après que le dégagement de tout fluide élastique eut cessé.

---

§ V.

PENTOSULFURE DE POTASSIUM (^{8}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre.	62,16	8. . . .	1609,28
Potassium. . .	37,84	1. . . .	979,83
	100,00	poids at.	2589,11

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a préparé en réduisant le sulfate de potasse par le sulfure de carbone.

---

§ VI.

SEXTOSULFURE DE POTASSIUM (^9S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre	64,88	9	1810,44
Potassium	35,12	1	979,83
	100,00	poids at.	2790,27

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius l'a obtenu en chauffant le précédent avec du soufre dans une atmosphère d'acide hydrosulfurique; celui-ci n'éprouve pas de décomposition.

§ VII.

HEBDOMOSULFURE DE POTASSIUM (^{10}S Po).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Soufre	67,25	10	2011,60
Potassium	32,75	1	979,83
	100,00	poids at.	2991,43

II. PRÉPARATION.

M. Berzelius dit que ce sulfure est produit toutes les fois qu'on chauffe le sous-carbonate de potasse avec un excès de soufre jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique.

APPENDICE.

SULFURES DE POTASSIUM ET EAU,

OU

SULFURES HYDROGÉNÉS DE POTASSE.

I. COMPOSITION ET NOMENCLATURE.

Les sulfures de potassium, qui contiennent plus de soufre que le protosulfure ou les sursulfures, sont dissous par l'eau; on admet généralement qu'une portion de ce liquide est décomposée de manière que

Son oxigène se porte {
1° Sur le potassium, pour faire de la potasse;
2° Sur une portion *A* de soufre, pour faire de l'acide hyposulfureux.

Son hydrogène se porte { Sur le reste *B* du soufre, pour faire un sulfure d'hydrogène dont la proportion des élémens peut varier, } Ou bien { Sur une portion de *B* seulement, pour faire de l'acide hydrosulfuriq.

Les résultats sont

Hyposulfite de potasse,

Sulfure d'hydrogène uni à de la potasse,

ou

Hyposulfite de potasse;

Hydrosulfate de potasse (neutre),

Potasse,

Soufre.

Telles sont les manières dont on envisage ordinairement la composition de ces liqueurs qui portent le nom de *sulfures hydrogénés de potasse.*

M. Berzelius est disposé à croire que le soufre s'unit à l'hydrogène dans les proportions suivantes, outre celle de 2 à 4, qui constitue l'acide hydrosulfurique :

Soufre	4.	Hydrogène	4.
—	6.	—	4.
—	8.	—	4:
—	10.	—	4.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Les sulfures hydrogénés de potasse sont toujours à l'état liquide, et colorés en jaune.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Le mercure avec lequel on les agite s'empare de tout le soufre qui excède la composition des acides hyposulfureux et hydrosulfurique, et réduit conséquemment la dissolution à de l'hyposulfite et à de l'hydrosulfate de potasse.

Les acides sulfurique et hydrochlorique versés dans les sulfures hydrogénés s'emparent de leur base, dégagent plus ou moins de gaz acide hydrosulfurique, séparent du soufre, et développent de l'acide sulfureux; ce dernier provient, ainsi qu'une petite quantité de soufre, de la décomposition de l'hyposulfite de potasse.

Lorsqu'on verse dans un flacon à l'émeri de 30 centimètres cubes de capacité, 10 centimètres cubes d'acide hydrochlorique à 10° et 20 centimètres cubes de sulfure hydrogéné, qu'on ferme le flacon, qu'on agite et qu'on soulève de temps en temps le bouchon pour laisser dégager du gaz acide hydrosulfurique, le soufre se sépare à l'état de *soufre hydrogéné de Schèéle* (6e leçon, page 52).

L'acide hydrosulfurique que l'on fait passer dans le sulfure hydrogéné de potasse en précipite du soufre, et neutralise la potasse qui excède la composition de l'hyposulfite et de l'hydrosulfate.

Les sulfures hydrogénés de potasse, exposés au gaz oxigène, laissent déposer du soufre, parce que l'hydrogène de l'acide hydrosulfurique est brûlé; et en second lieu, qu'il se forme de l'hyposulfite de potasse qui n'a pas la propriété de retenir en dissolution le soufre qui ne s'est pas acidifié.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Ils ont une saveur alcaline, amère, et développent dans la bouche l'odeur de l'acide hydrosulfurique.

Ils sont délétères, au moins quand ils sont pris en quantité suffisante.

V. PRÉPARATION.

Les sulfures hydrogénés de potasse peuvent être préparés par trois procédés généraux.

Premier procédé. — En dissolvant dans l'eau des sulfures de potassium.

Les sulfures de potassium peuvent avoir été préparés :

A. En unissant le soufre avec le potassium.

Dans ce cas, le sulfure hydrogéné est mêlé d'hyposulfite.

B. En chauffant parties égales de soufre et de sous-carbonate de potasse ou d'hydrate de potasse.

Dans ce cas,

Le sulfure hydrogéné est mêlé d'hyposulfite, et en outre de sulfate de potasse si le sulfure a été fortement chauffé.

Il ne contient pas de sulfate si le sulfure a été préparé à une température qui ne s'est pas élevée au-dessus du rouge obscur.

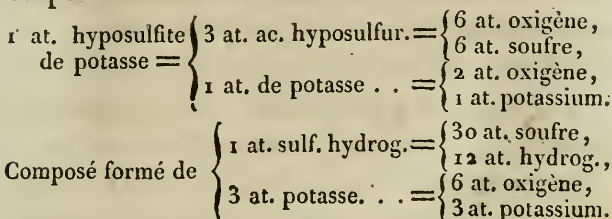
Second procédé. — En faisant digérer l'hydrosulfate de potasse concentré avec du soufre en poudre. Suivant M. Berzelius, on obtient une solution contenant

pour 1 at. hydrosulfate de potasse =	2 at. aç. hydrosulfuri. =	2 soufre, 4 hydrog.,
	1 at. de potasse. . . . =	2 oxigène, 1 potass.,

8 at. de soufre.

Troisième procédé. — En chauffant de l'eau de potasse avec du soufre. Si le soufre est en excès, on obtient un sulfure hydrogéné semblable au précédent, sauf qu'il se produit une certaine quantité d'acide hyposulfureux. Voici,

au reste, les résultats de la réaction de ces corps :



1 at. hyposulfite de potasse =	3 at. ac. hyposulfur. =	6 at. oxigène, 6 at. soufre,
	1 at. de potasse . . =	2 at. oxigène, 1 at. potassium.
Composé formé de	1 at. sulf. hydrog. =	30 at. soufre, 12 at. hydrog.,
	3 at. potasse. . . =	6 at. oxigène, 3 at. potassium.

CONSIDÉRATIONS GÉNERALES

SUR

LA COMBUSTION, L'ACIDITÉ ET L'ALCALINITÉ,

SERVANT DE COMPLÉMENT A CELLES DE LA 11ᵉ LEÇON, PAGE 55.

Dans les considérations sur la combustion, qui terminent la 11ᵉ leçon, j'ai traité la question de savoir si le chlore, le brôme, l'iode, doivent être envisagés comme des corps analogues à l'oxigène, ou comme l'étant aux corps décidément combustibles, par la raison qu'ils se combinent avec l'oxigène. Je me suis décidé pour la première manière de voir, et cela,

1° D'après les phénomènes du feu qu'ils produisent quand ils se combinent avec des corps qui en dégagent pendant leur combinaison avec l'oxigène ;

2° D'après les propriétés des combinaisons produites, envisagées comparativement avec celles de leurs élémens; en effet, parmi les composés de chlore, de brôme, d'iode, on en trouve qui sont neutres, acides, comme le sont un grand nombre de composés oxigénés ;

3° D'après les phénomènes que les combinaisons présentent dans quelques circonstances de leur décomposition. Ainsi le chlore, le brôme, l'iode, forment avec les corps décidément combustibles des combinaisons binaires qui sont décomposées par la pile à la manière des corps oxigénés; le chlore, le brôme, l'iode, comme l'oxigène, vont au pôle positif, tandis que l'autre substance va au pôle négatif; et enfin j'ai ajouté que toujours, ou presque toujours, lorsqu'un composé binaire cède à l'affinité élective d'un troisième corps, celui-ci chasse de la combinaison le corps qui lui est analogue : or, l'oxigène ne peut être isolé d'un corps décidément combustible que par le chlore, le brôme, l'iode, ou un corps analogue.

A présent, que nous avons examiné la série complète des corps simples, et que ceux qui la terminent nous ont présenté la propriété combustible ou électro-positive au plus haut degré, le rang que nous avons assigné au chlore, au brôme, à l'iode auprès de l'oxigène, sera encore justifié par la grande opposition qu'ils présentent à l'égard des corps que nous venons d'étudier.

En effet, ces derniers donnent tous les signes d'une vive combustion en s'unissant non-seulement à l'oxigène et au chlore, au brôme et à l'iode, mais encore au soufre, au phosphore, à l'arsenic, en un mot à des corps bien moins comburans que l'iode.

Nous avons vu les corps les plus comburans former par leur union mutuelle des acides ou des composés neutres, c'est-à-dire des composés qui sont généralement plus électro-négatifs qu'électro-positifs, et qui, sous ce rapport, ont de l'analogie avec leurs élémens.

Les corps que nous avons examinés en dernier lieu, non-seulement ne forment point d'acide par leur union mutuelle, mais ils n'en forment pas même en se combinant avec les corps les plus comburans; les composés qu'ils consti-

tuent sont neutres ou doués de l'alcalinité, c'est-à-dire de la propriété la plus opposée à celle des acides; enfin les composés résultant de l'union mutuelle des corps examinés en dernier lieu ont des propriétés analogues à celles de leurs élémens.

Les composés binaires d'oxigène, de phtore, de chlore, de brôme, d'iode, de soufre, de phosphore et d'un des corps qui terminent la série, sont décomposés par la pile, de manière que les premiers vont au pôle positif, et le corps qui leur est uni va au pôle négatif. Lorsque ces mêmes composés sont mis en rapport avec l'oxigène ou le chlore, ou le brôme, ou l'iode, etc., et qu'il y a une décomposition, c'est l'analogue de ces corps qui est éliminé; par exemple, le chlore chasse l'oxigène de la magnésie, de la chaux, de la strontiane, de la baryte, de la soude et de la potasse; l'iode chasse l'oxigène de la soude et de la potasse.

Enfin, si ces mêmes composés sont mis en rapport avec des corps décidément combustibles, et qu'il y ait une décomposition, c'est le corps comburant qui reste dans la nouvelle combinaison.

Nous devons faire remarquer, que de même

que l'oxigène, le chlore, l'iode, sont de puissans réactifs, les corps de l'autre extrême de la série, notamment le potassium, ne sont pas moins précieux lorsqu'il s'agit d'éliminer des combustibles unis à des comburans : c'est ainsi qu'avec le potassium on a obtenu le bore, le silicium, le zirconium, l'aluminium, le glucinium, l'yttrium; et la puissance de ce réactif ne s'étend pas seulement aux composés d'oxigène, mais encore à ceux de phtore, de chlore, etc.

Enfin nous avons observé que les protoxides de magnésium, de calcium, de strontium, de barium, de sodium, de potassium, et l'oxide de lithium, sont doués comme les acides d'affinités énergiques.

1° Comme eux, ils forment avec les réactifs colorés des combinaisons d'une certaine couleur; mais celle qu'ils développent diffère de celle développée par les acides dans la même circonstance. A cet égard, les alcalis sont pour le teinturier des corps importans à bien connaître.

2° Comme les acides énergiques, les alcalis énergiques manifestent une forte action sur l'eau; suivant les circonstances, il se produit

de la chaleur ou du froid, et les propriétés caractéristiques ne sont point neutralisées; de sorte qu'on étudie les propriétés alcalines dans des hydrates ou dans des dissolutions aqueuses, aussi bien qu'on étudie les propriétés acides dans les combinaisons du même ordre.

3° Comme les acides énergiques, les alcalis énergiques sont *caustiques;* ils dénaturent les tissus organiques.

4° Enfin les alcalis sont les corps antagonistes des acides : c'est dans leur affinité mutuelle qu'on trouve les exemples les plus frappans de la neutralité chimique; et sous ce rapport, ils intéressent encore le teinturier lorsqu'il veut détruire l'effet des acides sur des matières colorées dont les principes immédiats ne sont pas d'ailleurs altérés.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

DEUXIÈME DIVISION.

DES COMPOSÉS DÉFINIS TERNAIRES, QUATERNAIRES, ETC., QUI PARAISSENT FORMÉS D'UN COMBURANT SIMPLE UNI A UN COMBUSTIBLE COMPOSÉ, OU D'UN COMBURANT COMPOSÉ UNI A UN COMBUSTIBLE SIMPLE.

DIX-NEUVIÈME LEÇON.

INTRODUCTION

A LA DEUXIÈME DIVISION.

Les composés ternaires et quaternaires que nous allons examiner ont de grands rapports avec les composés binaires que nous venons d'étudier, quoiqu'on ne puisse démontrer que les trois ou quatre élémens qui les constituent soient arrangés de manière à représenter, soit un corps comburant simple uni à un corps combustible binaire ou ternaire, soit un corps comburant binaire ou ternaire uni à un corps combustible simple; cependant il y a tant de probabilités pour qu'ils aient réellement cette composition, et les rapports qui résultent de cette manière de voir sont si intéressans et si nombreux, par les liaisons qu'ils établissent d'une part entre les composés binaires de la première division, et d'une

autre part les composés ternaires et quaternaires de la nature organique, que nous croyons l'ordre que nous avons adopté extrêmement propre à accoutumer l'esprit de ceux qui commencent l'étude de la chimie à ne jamais perdre de vue l'ensemble des propriétés que possède un corps considéré comme *espèce*, et les propriétés sur lesquelles reposent les généralités de la philosophie chimique.

Parmi les composés de la seconde division, il n'en est qu'un petit nombre qui intéressent essentiellement l'art de la teinture; tels sont quelques cyanures, et les acides hydrocyanique et hydrocyanoferrique. Mais avant d'en parler avec quelque détail, nous passerons en revue plusieurs autres composés.

PREMIÈRE SECTION.

COMBURANT SIMPLE UNI A UN COMBUSTIBLE COMPOSÉ.

A. COMPOSÉS NEUTRES.

HYDROGÈNE BICARBONÉ.

Il est susceptible de se combiner avec plusieurs comburans, tels que le chlore, le brôme, l'iode, etc.

§ Ier.

CHLORURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ (*éther chlorurique*).

I. COMPOSITION.

	vol.	
Chlore	1	= 1 vol.
Hydrogène bicarboné	1	

II. PROPRIÉTÉS.

Il est liquide, il bout à 66°,74 sous la pression de 0m,760.

La densité du liquide à 7° est de 1,2201.

La densité de sa vapeur est de 3,4434.

Il est incolore.

Il est neutre aux réactifs colorés.

A froid, il est dissous par les eaux de potasse et de soude.

Il n'est pas décomposé par l'acide sulfurique.

Il a une odeur éthérée et une saveur sucrée.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en unissant directement le chlore avec l'hydrogène bicarboné.

IV. HISTOIRE.

Il fut découvert en 1796 par les chimistes hollandais, et analysé en 1816 par MM. Robiquet et Colin.

§ II.

PROTOCHLORURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ.

I. COMPOSITION.

	vol.	
Chlore.	1	Suivant M. Despretz.
Hydrogène bicarboné.	2	

Composition équivalente.

Acide hydrochlorique = { 1 chlore, 1 hydrogène;

Hydrogèn. quadricarb. = { 1 hydrogène, 2 carbone.

II. PROPRIÉTÉS.

Il a l'aspect d'une huile incolore.

Il est très-peu soluble dans l'eau. Il l'est beaucoup dans l'alcool.

La potasse et la soude l'attaquent à peine.

Il a une saveur fraîche, analogue à celle de la menthe, et une odeur particulière.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en faisant passer du chlore dans de l'alcool.

§ III.

BROMURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ.

I. COMPOSITION.

Brôme. . . . . . = X,
Hydrogène bicarboné. = X.

II. PROPRIÉTÉS.

Il se présente sous la forme d'un solide qui est dur et cassant comme le camphre.

Il se fond à 7°.

Il est très-volatil.

Il est plus dense que l'eau.

Il y est légèrement soluble, et lui communique une saveur sucrée.

Il brûle quand il est en contact avec l'air et un corps en ignition; sa flamme est verdâtre; il se produit de l'acide hydrobromique et du noir de fumée.

Il a une odeur éthérée plus suave que celle du chlorure d'hydrogène bicarboné, et une saveur très-sucrée.

III. PRÉPARATION.

M. Balard l'a obtenu en mettant le brôme dans du gaz hydrogène bicarboné.

§ IV.

IODURE D'HYDROGÈNE BICARBONÉ (*hydriodure de carbone de M. Faraday*).

I. COMPOSITION.

Iode. . . . . . . = X,
Hydrogène bicarboné = X.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide et cristallisable, fusible et volatilisable sans altération.

Il est plus dense que l'acide sulfurique concentré.

Il est incolore.

Il ne conduit pas l'électricité.

Il est insoluble dans l'eau, les acides, les alcalis.

Il se dissout dans l'alcool et l'éther.

Il est peu combustible.

Il a une odeur aromatique et une saveur sucrée.

III. PRÉPARATION.

M. Faraday l'a obtenu en exposant au soleil de l'iode dans de l'hydrogène bicarboné, et en traitant le composé par la potasse pour dissoudre l'iode qui était en excès.

CYANOGÈNE.

Il est susceptible de jouer le rôle de combustible composé avec le chlore, le brôme, l'iode, l'oxigène, etc.

§ Ier.

PROTOCHLORURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

	en vol.		en poids.	en atomes.	
Chlore . .	1	= 2	57,28	2 . . .	442,65
Cyanogène	1		42,72	2 . . .	330,08
			100,00	poids at.	772,73

II. PROPRIÉTÉS.

A — 18°, il est en cristaux prismatiques.

De — 15° à — 12°, il est liquide.

Il est très-soluble dans l'alcóol et l'eau.

La solution aqueuse est inaltérable. Lorsqu'on la chauffe, le protochlorure de cyanogène s'en dégage; elle ne précipite pas le nitrate d'argent, et ne rougit pas le tournesol.

Son odeur est insupportable; c'est un poison violent.

III. HISTOIRE.

M. Gay-Lussac avait entrevu ce corps, mais il ne l'avait pas observé à l'état de pureté. C'est M. Sérullas qui, en confirmant la composition que M. Gay-Lussac lui avait attribuée, l'a obtenu absolument pur. Il l'a produit en faisant réagir dans l'obscurité 1 litre de chlore sur 5 à 6 grammes de cyanure de mercure délayé dans l'eau.

§ II.

PERCHLORURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

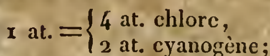
	en poids.	en atomes.	
Chlore	72,84	4 . . .	885,30
Cyanogène . . .	27,16	2 . . .	330,08
	100,00	poids at.	1215,38

II. PROPRIÉTÉS.

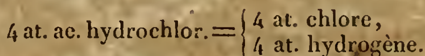
Il est solide, cristallisable en aiguilles, fusible à 140°, et vaporisable à 190°.

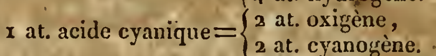
Sa densité est de 1,32.

Il est peu soluble dans l'eau froide, davantage dans l'eau bouillante, mais il s'y décompose bientôt de la manière suivante :


1 at. = { 4 at. chlore, 2 at. cyanogène;

en réagissant sur 2 at. d'eau = { 2 at. oxigène, 4 at. hydrogène, donne naissance à


4 at. ac. hydrochlor. = { 4 at. chlore, 4 at. hydrogène.


1 at. acide cyanique = { 2 at. oxigène, 2 at. cyanogène.

Il est très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Sa vapeur est piquante; elle irrite fortement les yeux; elle a l'odeur de souris; sa saveur est légèrement piquante; c'est un violent poison.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Sérullas l'a obtenu en 1828 en faisant réagir au soleil 1 litre de chlore sec sur 0gr.,82 d'acide hydrocyanique; le perchlorure se condense d'abord en liquide qui se solidifie ensuite; on le lave, et enfin on le distille.

§ III.

DEUTOCHLORURE DE CYANOGÈNE.

Il est probable qu'il existe un deutochlorure de cyanogène formé de

	en atomes.
Chlore.	3,
Cyanogène . .	2,

qui se produit en quantité notable lorsqu'on expose au soleil pendant une heure ou deux 1 litre de chlore et 5 grammes de cyanure de mercure dissous dans l'eau.

Ce composé, qui a été aperçu par M. Gay-Lussac, et étudié par M. Sérullas, est liquide, et d'une couleur jaune; il est incolore après avoir été distillé.

Il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool.

§ IV.

BROMURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

Brôme. . . . . . . = X,
Cyanogène . . . . = X.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide et cristallisable en petits cubes ou en longues aiguilles.

Il se vaporise à 15°.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool.

Il est excessivement délétère; son odeur est très-piquante.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Sérullas l'a obtenu en 1827, en faisant réagir avec précaution 2 parties de cyanure de mercure sec et 2 parties de brôme dans un tube de verre un peu long; il se forme des brômures de mercure et de cyanogène : mais la volatilité de celui-ci est si grande, qu'on le sépare aisément de l'autre par une douce chaleur.

§ V.

IODURE DE CYANOGÈNE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Iode	82,8	2	1561,94
Cyanogène. . .	17,2	2	330,08
	100,00	poids at.	1892,02

II. PROPRIÉTÉS.

Il a beaucoup d'analogie avec le précédent.

Il est solide et cristallisable en aiguilles très-longues et très-minces.

Il est volatil au-dessus de 100°.

Sa densité est plus grande que celle de l'acide sulfurique.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool. Ces solutions ne rougissent pas la teinture de tournesol.

L'acide nitrique le dissout sans l'altérer.

L'acide sulfurique concentré finit par le décomposer.

L'acide hydrochlorique le décompose; il se dépose de l'iode, et il se forme de l'acide hydrocyanique.

L'acide sulfureux aqueux le décompose sur-le-champ, et il se produit de l'acide sulfurique, de l'acide hydrocyanique et de l'acide hydriodique.

III. PRÉPARATION.

On peut le préparer comme M. Sérullas l'a fait. On met dans une petite capsule de porcelaine du cyanure de mercure et de l'iode à parties égales, et on fait chauffer; dès qu'on aper-

çoit l'iodure de cyanogène se former, on porte la capsule sous une cloche de verre qui repose sur un plan de la même matière.

B. COMPOSÉS ACIDES.

§ Ier.

ACIDE CYANIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	37,73	2	200,00
Cyanogène. . .	62,27	2	330,08
	100,00	poids at.	530,08

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide, cristallisable en rhombes ou en aiguilles, et un peu moins volatil que le mercure.

Sa densité n'est pas tout-à-fait de 1,82.

Il est incolore.

Il s'en dissout très-peu dans l'eau froide; la solution chaude rougit assez fortement la teinture de tournesol.

L'acide nitrique et l'acide sulfurique concentrés et bouillans ne l'altèrent pas.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Sérullas, qui le découvrit en 1828, l'a obtenu en faisant réagir l'eau bouillante sur le perchlorure de cyanogène.

§ II.

ACIDE CYANEUX (*acide cyanique de Vôhler*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . . .	23,25	1	100,00
Cyanogène . .	76,75	2	330,08
	100,00	poids at.	430,08

Cet acide a été obtenu en combinaison avec la potasse par M. Vôhler.

Il l'a produit en exposant à la chaleur rouge obscure parties égales d'hydrocyanoferrate de potasse et de peroxide de manganèse.

OXIDE DE CARBONE.

Il forme avec le chlore un acide remarquable qui est appelé *chloroxicarbonique*.

ACIDE CHLOROXICARBONIQUE (*phosgène*).

I. COMPOSITION.

	vol.	
Chlore.	1	=1 vol.
Oxide de carbone . .	1	

II. PROPRIÉTÉS.

Il est gazeux.

Sa densité est de 3,4269.

Il rougit fortement le tournesol.

Il forme avec quatre fois son volume d'ammoniaque un sel neutre solide.

Il est indécomposable par la chaleur, la lumière, et l'étincelle électrique.

Il est indécomposable par l'oxigène et l'hydrogène. Mais si on électrise

2 v. acide chloroxicarbonique = { 2 v. chlore, 2 v. oxide de carbone,

2 v. hydrogène,

1 v. oxigène,

il en résulte

2 v. acide carbonique = { 1 v. oxigène,
2 v. oxide de carbone,

4 v. ac. hydrochloriq. = { 2 v. chlore,
2 v. hydrogène.

Il est décomposé assez rapidement par l'eau en acides hydrochlorique et carbonique.

Le phosphore, le soufre, peuvent être sublimés dans ce gaz sans le décomposer.

DEUXIÈME SECTION.

COMBURANT COMPOSÉ UNI A UN COMBUSTIBLE SIMPLE.

CYANOGÈNE.

Le cyanogène est susceptible de former avec la plupart des corps les plus électro-positifs des composés où il joue le rôle de corps comburant, et qui sont tout-à-fait analogues aux chlorures, aux iodures, etc.; il forme en outre avec l'hydrogène l'acide hydrocyanique; et enfin, en s'unissant à du fer et à d'autres corps simples, il forme des comburans ternaires qui constituent avec l'hydrogène différens hydracides, entre autres l'acide hydrocyanoferrique.

A. COMPOSÉS NEUTRES.

CYANURE DE MERCURE (^{4}Cy Hg).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . .	20,68	4 . . .	660,16
Mercure. . . .	79,32	1 . . .	2531,60
	100,00	poids at.	3191,76

II. NOMENCLATURE.

Prussiate de mercure.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en longs prismes quadrangulaires coupés obliquement.

Il est facile à pulvériser.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est neutre aux réactifs colorés.

Il est soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid.

L'acide nitrique bouillant, l'acide sulfurique faible bouillant, l'eau de potasse concentrée bouillante, le dissolvent en assez grande quantité sans le décomposer.

Le soufre en sépare le cyanogène.

L'acide hydrochlorique concentré et chaud le décompose ; l'hydrogène s'unit au cyanogène, et le chlore au mercure.

L'acide hydriodique le réduit en iodure de mercure et en acide hydrocyanique.

L'acide hydrosulfurique le réduit en sulfure de mercure et en acide hydrocyanique.

L'acide sulfurique concentré et bouillant le

décompose; il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se produit du sulfate de mercure.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain le dénature complètement; l'oxigène d'une portion d'eau qui se décompose se porte sur le protoxide d'étain, tandis que l'hydrogène forme de l'acide hydrocyanique avec le cyanogène; le mercure est séparé à l'état métallique.

Si on ajoute à 1 partie de cyanure de mercure dissoute dans 8 parties d'eau 1 partie $\frac{1}{2}$ de limaille de fer et $\frac{3}{8}$ de partie d'acide sulfurique concentré, qu'on agite, qu'on laisse reposer afin de décanter la liqueur, pour en faire passer ensuite $\frac{1}{4}$ à la distillation, on obtient dans l'eau l'acide hydrocyanique préparé par la méthode de Schéèle.

Le cyanure de mercure sec distillé se fond; une partie se sublime, l'autre est réduite en cyanogène et en mercure.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore.

Il a la saveur styptique et le goût métallique des sels mercuriels.

VI. PRÉPARATION.

On fait bouillir dans 8 parties d'eau 1 partie

de peroxide de mercure et 2 parties de bleu de Prusse pur, jusqu'à ce que celui-ci ait perdu sa couleur bleue; on filtre la liqueur bouillante; par le refroidissement et la concentration, on obtient un cyanure de mercure cristallisé, mais qui retient de l'oxide de fer; il faut, pour le purifier, le faire bouillir avec du peroxide de mercure. Par ce moyen, le peroxide de fer est précipité, mais on obtient un composé de cyanure et de peroxide de mercure, qu'il faut purifier en ajoutant à la solution de l'acide hydrocyanique, qui réduit le peroxide en eau et en cyanure de mercure.

CYANURE D'ARGENT.

Il est blanc, et insoluble dans l'eau.

Exposé au feu, il se fond, et se réduit, suivant M. Gay-Lussac, en sous-cyanure grisâtre.

On l'obtient en précipitant le nitrate d'argent par l'hydrocyanate de potasse.

CYANURE DE POTASSIUM.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . .	40,25	4 . . .	660,16
Potassium. . .	59,75	1 . . .	979,83
	100,00	poids at.	1639,99

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, et peut être obtenu en une matière transparente, incolore, qui se divise en cubes lorsqu'on l'a fondu et laissé refroidir lentement.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans l'eau, et cette dissolution peut être considérée comme celle d'un cyanure de potassium ou d'un hydrocyanate de potasse.

Les acides les plus faibles en dégagent de l'acide hydrocyanique; et sous ce rapport, il peut remplacer le cyanure de mercure dans la préparation de l'acide hydrocyanique.

IV. PRÉPARATION.

Le procédé le plus économique pour se le procurer consiste à chauffer graduellement jusqu'au rouge presque blanc, du cyanure de fer

et de potassium dans une cornue de grès munie d'un tube qui plonge d'une ligne seulement dans le mercure; on laisse refroidir complètement la matière sans le contact de l'air; puis on casse la cornue, et on renferme promptement le cyanure de potassium dans un flacon à l'émeri; les couches inférieures sont ordinairement noircies par du fer métallique ou du charbon.

B. COMPOSÉS ACIDES.

ACIDE HYDROCYANIQUE.

I. COMPOSITION.

	vol.			vol.	
Azote . .	1				
Carbone.	1	= 2 ou	Cyanogène	1	2 v.
Hydrog.	1		Hydrogène	1	

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . . .	96,35	1 . . .	165,03
Hydrogène . . .	3,65	1 . . .	6,24
	100,00	poids at.	171,27

II. NOMENCLATURE.

Acide prussique.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A. *A l'état solide.*

Il est solide jusqu'à — 15°.

Il est cristallisable en aiguilles souvent réunies en faisceaux.

Il est incolore.

B. *A l'état liquide.*

Il est liquide depuis — 15° jusqu'à 26°,5, où il entre en ébullition sous la pression de 0m,760.

A 7°, sa densité est de 0,7058; et à 18°, elle est de 0,6969.

Il est incolore.

Lorsqu'on en prend une goutte au bout d'un tube de verre ou d'une petite bande de papier, et qu'on l'expose tout-à-coup au milieu de l'air, l'évaporation d'une partie refroidit tellement l'autre, que celle-ci se cristallise.

Il est incolore.

C. *A l'état de vapeur.*

La vapeur d'acide hydrocyanique a une densité de 0,9442 ; elle est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

L'acide hydrocyanique est peu soluble dans l'eau; il l'est beaucoup dans l'alcool.

Il rougit légèrement le papier de tournesol, mais la couleur bleue reparaît lorsque le papier est exposé à l'air.

Il s'unit avec les eaux de potasse, de soude, de baryte, de strontiane; mais se forme-t-il des hydrocyanates, ou de l'eau et des cyanures? Cette question n'est pas résolue.

Le soufre chauffé dans la vapeur hydrocyanique l'absorbe, et il se forme un composé solide regardé par M. Gay-Lussac comme identique à celui qu'on obtient avec le cyanogène et l'acide hydrosulfurique.

B. *Cas où le cyanogène est séparé de l'hydrogène.*

L'acide hydrocyanique est décomposé par la pile; le cyanogène va au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif.

Lorsqu'on chauffe du potassium dans de la vapeur d'acide hydrocyanique mêlée à un volume *a* d'azote, le métal devient gris, puis

jaune; il passe à l'état de cyanure; il reste le volume *a* d'azote et un volume d'hydrogène, qui est la moitié de celui de la vapeur hydrocyanique. Ce résultat est absolument analogue à celui qu'on obtient de la réaction du potassium sur les gaz hydrochlorique et hydriodique : or, 1 volume de ces gaz donne $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène, et un chlorure ou un iodure de potassium.

La vapeur d'acide hydrocyanique qu'on fait passer sur de la baryte, de la strontiane, est décomposée; l'hydrogène est mis en liberté, et il se forme un cyanure de baryte et de strontiane; il y a dégagement de lumière; les résultats sont analogues avec les hydrates de potasse, de soude, et les sous-carbonates de ces bases anhydres.

L'acide hydrocyanique mis à froid en contact avec le deutoxide de cuivre, est changé en eau et en cyanogène.

Le deutoxide de mercure absorbe à froid la vapeur hydrocyanique; il se forme de l'eau et du cyanure de mercure.

Si nous supposons que l'acide hydrocyanique dissous par les eaux de soude et de potasse donne naissance à de l'eau et à un cyanure mé-

tallique; voici dans quelles proportions les corps réagiront :

1 at. de potasse ou de soude = { 2 at. oxigène, 1 at. potassi. ou sodium;

4 at. acide hydrocyanique. = { 4 at. cyanogène, 4 at. hydrogène;

il est évident que l'on aura

2 at. d'eau. . . . . = { 2 at. oxigène, 4 at. hydrogène;

1 at. de cyanure . . . . . . = { 4 at. cyanogène, 1 at. potassi. ou sodium.

C. *Cas où l'acide hydrocyanique est altéré.*

L'acide hydrocyanique abandonné à lui-même dans un flacon à 15 ou 18°, se réduit spontanément en hydrocyanate d'ammoniaque et en azoture de carbone, et ce qu'il y a d'étonnant, c'est que cette décomposition se fait quelquefois au bout de deux heures, tandis que d'autres fois elle n'est sensible qu'au bout de plusieurs mois.

L'acide hydrocyanique dissous dans l'eau se décompose aussi spontanément.

Il ne se décompose que difficilement lorsqu'on le fait passer dans un tube de porcelaine rouge de feu; la portion altérée est réduite en carbone, en azote, en hydrogène et en cyanogène. Mais si le tube contient du fer, alors la décomposition est complète, on obtient des vo-

lumes égaux d'azote et d'hydrogène, et le fer est couvert de charbon.

La vapeur d'acide hydrocyanique mêlée avec l'oxigène détonne, soit par le contact des corps en ignition, soit par l'étincelle électrique.

Supposons

200 oxigène

et

100 vapeur ac. hydrocy. = { 50 cyano. = { 50 azote, 50 carbone, } 50 hydrogène; }

que l'on fasse éclater une étincelle électrique, on aura

225 résidu gazeux = { 100 ac. carbon. = { 100 oxigène, 50 carbone, } 50 azote, 75 oxigène, }

et une quantité d'eau représentée par

25 oxigène,
50 hydrogène.

Si l'on fait passer de l'acide hydrocyanique sur du deutoxide de cuivre rouge de feu, on obtient de l'eau, du cuivre métallique, et un mélange de gaz acide carbonique et de gaz azote dans le rapport de 2 à 1.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'acide hydrocyanique tue les animaux avec

une rapidité qui tient réellement du prodige. Il suffit de mettre une goutte de cet acide sur la langue d'un chien assez fort pour lui donner la mort à l'instant. L'animal est comme foudroyé ; de sorte que l'on doit prendre les plus grandes précautions lorsqu'il s'agit de préparer cet acide ou de le faire réagir sur les corps. Comme il est essentiellement calmant, M. Magendie en a prescrit l'emploi dans les cas où il y a une grande irritation : par exemple dans les phthisies; mais la quantité que l'on en emploie est extrêmement faible, et il faut toujours apporter une très-grande prudence dans l'administration d'un remède aussi énergique. Malheureusement il n'est pas toujours facile, en employant l'acide hydrocyanique tel qu'il est préparé dans les pharmacies, de savoir exactement la quantité qu'on en emploie, par la raison qu'il est altérable, et qu'on l'obtient en dissolution dans l'eau : or, cette dissolution pouvant être plus ou moins concentrée, le médecin qui la prescrit ne doit jamais perdre de vue cet état de choses.

VI. ÉTAT NATUREL.

Si l'acide hydrocyanique n'existe pas dans les

végétaux, il faut admettre qu'il s'y trouve quelque autre composé de cyanogène, ou du cyanogène pur, car plusieurs plantes donnent un produit doué de l'odeur d'amandes amères, propre à l'acide hydrocyanique, et de la propriété de réagir sur les sels de fer comme le fait cet acide.

VII. PRÉPARATION.

La manière de préparer l'acide hydrocyanique à l'état de pureté n'est pas très-difficile; cependant elle exige des précautions. Voici le procédé de M. Gay-Lussac : on introduit dans une petite cornue tubulée (fig. 2, planch. 3) 300 grammes de cyanure de mercure avec 200 grammes d'acide hydrochlorique légèrement fumant; on adapte à cette cornue un tube de verre *t* rempli au tiers de craie, et dans les deux autres tiers de chlorure de calcium; l'extrémité *t'* porte un second tube de verre coudé qui plonge dans le fond d'un flacon bouchant à l'émeri; ce flacon est placé au milieu d'un mélange frigorifique de sel marin et de glace. En élevant un peu la température, le chlore de l'acide hydrochlorique se porte sur le mercure, et son hydrogène sur le cyanogène; il en résulte du chlorure de mercure et de l'acide hydrocya-

nique qui se vaporise en entraînant une certaine quantité de gaz acide hydrochlorique et de vapeur d'eau; mais ces deux derniers corps s'arrêtent dans le tube, par la raison que la chaux de la craie fixe l'acide hydrochlorique, et que le chlorure de calcium fixe la vapeur d'eau; l'acide carbonique de la craie et l'acide hydrocyanique arrivent dans le flacon, où ce dernier seul se condense.

On peut avec avantage substituer au cyanure de mercure le cyanure de potassium.

VIII. USAGES.

L'acyde hydrocyanique pur n'est pas employé en teinture; mais sa composition est tellement liée à la nature de l'acide hydrocyanoferrique, que je vais examiner, qu'il était indispensable de le décrire.

IX. HISTOIRE.

Il a été découvert par Schéèle, en 1782; mais ce n'est que depuis 1815 qu'un beau travail de M. Gay-Lussac nous l'a fait connaître à l'état de pureté.

ACIDE HYDROCYANOFERRIQUE.

I. COMPOSITION.

Nous admettons, avec M. Gay-Lussac, qu'il est formé d'hydrogène et d'un composé appelé *Cyanoferre*, qui fait fonction de comburant.

1 at. ac. hydrocyanoferrique = { 1 at. *cyanoferre* = { 12 cyanogène, 1 fer, ; 8 at. hydrogène. }

Compositions équivalentes.

	en poids.	en atomes.	
Cyanogène. . .	73,12	12	1980,36
Fer.	25,04	1	678,43
Hydrogène. . .	1,84	8	49,92
	100,00	poids at.	2708,71

ou

8 at. acide hydrocyanique = { 8 cyanogène, 8 hydrogène; }

1 at. cyanure de fer. . . . = { 4 cyanogène, 1 fer. }

Il est évident que cette composition est celle d'un sel.

II. NOMENCLATURE.

Acide des prussiates triples.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable par la voie humide en petits cristaux qui paraissent être cubiques.

Il n'a pas de couleur.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il agit sans éprouver de changement, ou du moins sans s'altérer profondément.*

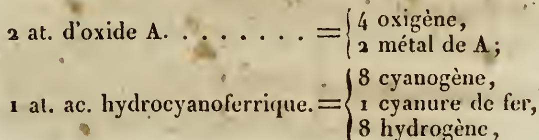
Il est soluble dans l'eau et l'alcool; les solutions sont incolores.

Sa solution, versée dans un sel de peroxide de fer, en précipite du bleu de Prusse.

Il s'unit aux bases salifiables, et reproduit les composés qu'on a appelés *prussiates triples, prussiates ferrurés.*

Je vais examiner successivement sa réaction sur les oxides A, B, C qui contiennent 2, 3 et 4 atomes d'oxigène, dans la supposition où tout l'hydrogène de l'acide est converti en eau, et où les $\frac{2}{3}$ de son cyanogène s'unissent aux métaux provenant de la désoxigénation des oxides.

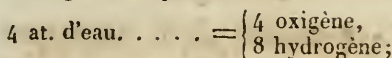
Oxide à 2 atomes d'oxigène.

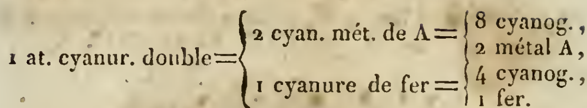


2 at. d'oxide A. . . . . = { 4 oxigène, 2 métal de A;

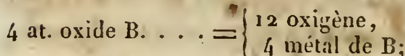
1 at. ac. hydrocyanoferrique. = { 8 cyanogène, 1 cyanure de fer, 8 hydrogène,

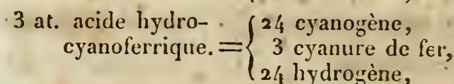
en réagissant produiront


4 at. d'eau. . . . . = { 4 oxigène, 8 hydrogène;

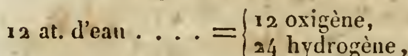

1 at. cyanur. double = { 2 cyan. mét. de A = { 8 cyanog., 2 métal A, ; 1 cyanure de fer = { 4 cyanog., 1 fer.

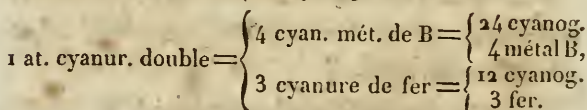
Oxide à 3 atomes d'oxigène.


4 at. oxide B. . . . = { 12 oxigène, 4 métal de B;


3 at. acide hydro-cyanoferrique. = { 24 cyanogène, 3 cyanure de fer, 24 hydrogène,

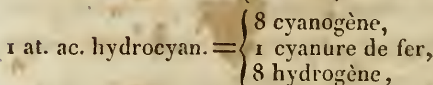
en réagissant produiront


12 at. d'eau . . . . = { 12 oxigène, 24 hydrogène,

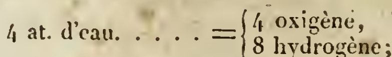

1 at. cyanur. double = { 4 cyan. mét. de B = { 24 cyanog. 4 métal B, ; 3 cyanure de fer = { 12 cyanog. 3 fer.

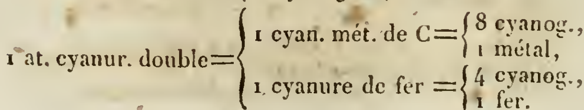
Oxide à 4 atomes d'oxigène.


1 at. oxide C. . . . = { 4 oxigène, 1 métal;


1 at. ac. hydrocyan. = { 8 cyanogène, 1 cyanure de fer, 8 hydrogène,

en réagissant produiront


4 at. d'eau. . . . . = { 4 oxigène, 8 hydrogène;


1 at. cyanur. double = { 1 cyan. mét. de C = { 8 cyanog., 1 métal, ; 1 cyanure de fer = { 4 cyanog., 1 fer.

B. *Cas où il s'altère.*

Le contact de l'air l'altère, du moins en partie; quand il y est exposé humide, il devient bleu.

Lorsqu'on le distille doucement dans un appareil convenable, il donne de l'acide hydrocyanique anhydre et un résidu d'un brun jaunâtre qui devient presque noir à l'air, et que M. Robiquet considère comme un cyanure de fer et d'ammoniaque. Ce résidu, distillé à une température plus élevée que celle où il a été produit, donne de l'acide hydrocyanique, de l'hydrogène et de l'azote dans le rapport de 1 à 2 en volumes et un résidu de fer et de charbon.

M. Robiquet s'est assuré qu'il donne, lorsqu'on le brûle par le deutoxide de cuivre, 2 volumes d'acide carbonique pour 1 d'azote, ce qui est le rapport où le carbone et l'azote constituent le cyanogène et l'acide hydrocyanique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur aigre très-différente de celle de l'acide hydrocyanique.

VI. PRÉPARATION.

Il n'a point été trouvé dans la nature. On peut se le procurer par trois procédés :

1. *Procédé de Porrett.*

On fait dissoudre 3gr.,75 d'acide tartrique surhydraté dans l'alcool ; on verse la solution dans une fiole contenant 3gr.,23 d'hydrocyanoferrate de potasse dissous dans 11gr.,5 d'eau chaude ; il se précipite du bitartrate de potasse, et l'acide hydrocyanoferrique reste dans l'alcool étendu, d'où on l'extrait par évaporation spontanée.

2. *Procédé de Robiquet.*

On verse dans un vase étroit sur du bleu de Prusse réduit en poudre un grand excès d'acide hydrochlorique concentré ; on abandonne les matières à elles-mêmes ; peu à peu l'acide se colore en rouge brun, parce qu'il dissout du fer ; quand il n'agit plus, on le décante, et on le remplace par de l'acide pur, qu'on décante à son tour comme le premier, et qu'on remplace de même, et cela jusqu'à ce que la matière ne cède plus de fer. L'acide du dernier traitement étant séparé, on met le résidu dans une capsule

sous le récipient de la machine pneumatique, où l'on a mis aussi de la chaux caustique. Lorsque le résidu est desséché, on y applique l'alcool; on filtre la liqueur; et en l'abandonnant à l'évaporation spontanée, on obtient l'acide hydrocyanoferrique cristallisé.

On peut traiter le cyanure double de fer et de potassium de la même manière.

3. *Procédé de Berzelius.*

On décompose le cyanure double de fer et de plomb délayé dans l'eau par un courant d'acide hydrosulfurique; on décompose l'excès de ce dernier en ajoutant la quantité de cyanure double nécessaire; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer dans le vide.

VII. USAGES.

Il n'est pas employé à l'état libre, mais ses composés ou les cyanures doubles avec lesquels on le prépare, sont très-importans pour la teinture.

VIII. HISTOIRE.

Il a été découvert par M. Porrett.

M. Robiquet l'a étudié en 1819 sans connaître le travail de ce chimiste; il l'a considéré

comme un hydrocyanate de cyanure de fer.

M. Berzelius l'a considéré en 1820 comme un superhydrocyanoferrate de protoxide de fer, et M. Gay-Lussac comme un hydracide.

M. Porrett a décrit

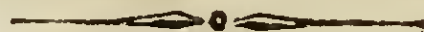
1° sous le nom d'*acide chyazique sulfuré*, un acide formé de

Cyanogène,
Soufre,
Hydrogène;

2° sous le nom d'*acide chyazique argenturé*, un acide formé de

Cyanogène,
Argent,
Hydrogène.

Il est évident qu'ils ont la plus grande analogie avec le précédent.



PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

TROISIÈME DIVISION.

DES ACIDES ET DES BASES SALIFIABLES, TERNAIRES, QUATERNAIRES, ETC., QUI NE RENTRENT PAS DANS LA DIVISION PRÉCÉDENTE, PARCE QUE, DANS L'ÉTAT ACTUEL DE LA SCIENCE, ON NE PEUT ENCORE LES CONSIDÉRER COMME DES COMPOSÉS IMMÉDIATS D'UN COMBURANT ET D'UN COMBUSTIBLE.

VINGTIÈME LEÇON.

INTRODUCTION

A LA TROISIÈME DIVISION.

Messieurs,

Les substances dont je vous parlerai avant de commencer l'étude des sels appartiennent à la classe des composés qu'on a appelés *organiques*. Je vous ai dit (1re *leçon, page* 46) que la distinction des composés organiques, établie d'après cette considération, que jusqu'ici ils n'ont été produits que sous l'influence de la vie, n'est point rationnelle; qu'elle est relative à nos moyens actuels d'expérience, et que tous les jours elle perd de sa rigueur; un exemple remarquable le prouve, c'est la production de l'urée, principe immédiat de l'urine, que M. Vöhler, un des chimistes qui honorent le plus l'Allemagne, vient d'opérer, en unissant un oxacide de cyanogène avec l'ammoniaque.

Ce qui contribue à maintenir une classe de composés organiques, c'est

1° L'analogie de leur composition élémentaire qui entraîne nécessairement l'analogie des propriétés qu'ils manifestent dans les cas où ils éprouvent une altération dans leur composition immédiate, en un mot lorsqu'ils viennent à agir par leur affinité élémentaire (2e *leçon, page* 44);

2° L'opposition que l'on a faite de leur altérabilité avec la fixité de ce grand nombre de substances minérales qui constituent les premières couches de la partie solide de notre globe.

A. Les composés organiques sont très-nombreux; beaucoup sont formés d'oxigène, de carbone et d'hydrogène; un certain nombre le sont de ces mêmes élémens et d'azote; enfin il en est un, la matière grasse du cerveau, qui paraît formé d'oxigène, d'azote, de carbone, d'hydrogène et de phosphore.

Outre les cinq corps simples que je viens de nommer, on rencontre encore dans les êtres organisés le chlore, l'iode, le soufre, le silicium, le cuivre, le fer, le manganèse, l'aluminium, le magnséium, le calcium, le sodium et

le potassium; mais ces derniers ne paraissent constituer, du moins le plus souvent, que des combinaisons binaires, telles que des chlorures, des iodures de sodium et de potassium; des acides sulfurique, silicique; des oxides de fer, de manganèse, d'aluminium, de magnésium, de calcium, de sodium et de potassium, etc.; en un mot, des composés identiques à ceux de la nature inorganique.

Les composés organiques ont cela de remarquable, que tous, ou presque tous, ne contiennent pas assez d'oxigène pour que celui-ci fasse de l'eau et de l'acide carbonique avec leur hydrogène et leur carbone; d'un autre côté, l'eau et l'acide carbonique étant des combinaisons stables, il en résulte que l'oxigène atmosphérique a une influence très-grande pour les dénaturer, surtout lorsqu'ils sont exposés à la chaleur ou à la lumière, et qu'ils ont en outre le contact de l'eau (1).

B. L'altérabilité des composés organiques dont nous venons de voir la cause, et qu'on a opposée à la fixité des oxides et des acides plus ou moins stables qui constituent ce que nous

(1) Considérations générales sur l'analyse organique et ses applications, par M. E. Chevreul, pag. 57.

appelons les *terres* et les *pierres*, ne peut fournir un motif de maintenir la classe des composés dits *organiques*, car l'altérabilité de ces composés n'est point *absolue*; elle est relative à la nature de l'eau et de notre atmosphère, comme l'est aussi la fixité des *terres* et des *pierres*; et d'un autre côté, ces terres et ces pierres ne représentent pas toutes les espèces des composés inorganiques, car parmi elles vous en trouvez un grand nombre qui s'altèrent avec la plus grande rapidité sous l'influence de l'atmosphère : je citerai pour exemple la solution de l'acide hydriodique dans l'eau, l'hydrogène perphosphoré, les hydrates gélatineux des protoxides de fer et de manganèse, plusieurs sulfures métalliques, bornant mes citations à celles de composés que vous connaissez. L'altérabilité des matières organiques ne les distingue donc pas essentiellement des matières minérales, puisque dans celles-ci il en est qui sont aussi peu stables que les premières.

C. Enfin, lorsque les principes immédiats organiques agissent par attraction résultante sans que leurs élémens se séparent, ils manifestent des propriétés qui ont les plus grandes analogies avec celles des composés inorganiques. Nous

trouvons en effet des principes immédiats organiques acides et alcalins qui se comportent avec les réactifs colorés à la manière des acides et des bases salifiables inorganiques; nous voyons ceux qui sont doués de l'acidité former des sels avec les alcalis minéraux, de même que ceux qui possèdent l'alcalinité en forment avec les acides minéraux; enfin les principes immédiats organiques neutres nous présentent des propriétés tout-à-fait analogues à celles des composés neutres de la nature inorganique, c'est-à-dire que les uns se comportent tantôt à la manière d'un acide, tantôt à la manière d'une base salifiable.

D'après ces considérations, je n'hésite point à passer, de l'étude des composés que j'ai examinés précédemment, à celle des principes immédiats organiques qui sont doués de l'acidité et de l'alcalinité, et qui, avec les acides et les bases salifiables que nous connaissons déjà, forment l'ensemble de tous les principes immédiats des sels connus.

PREMIÈRE SECTION.

ACIDES.

A. ACIDES TERNAIRES FORMÉS DE { oxigène, carbone, hydrogène.

A. *Acides équivalens à* { *oxigène, eau, carbone.*

ACIDE CITRIQUE.

§ Iᵉʳ.

ACIDE CITRIQUE ANHYDRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . .	54,72	4 . . .	400,00
Carbone . .	41,87	4 . . .	306,12
Hydrogène.	3,41	4 . . .	24,96
	100,00	poids at.	731,08

Compositions équivalentes :

Eau oxigénée. 4,
Carbone 4;

ou

Oxigène 2,
Eau. 2,
Carbone 4;

ou

Oxide de carbone 4;
Hydrogène 4;

ou

Acide carbonique 2,
Hydrogène bicarboné . . 2.

II. NOMENCLATURE.

Acide du citron, parce que c'est du jus du citron qu'on l'a extrait, et qu'on l'extrait encore.

III. PROPRIÉTÉS, ÉTAT NATUREL.

100 parties d'acide citrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 13,588 d'oxigène, suivant M. Berzelius, c'est-à-dire $\frac{1}{4}$ de celui de l'acide.

On ne connaît pas les propriétés de l'acide citrique anhydre. L'état le plus libre dans lequel on l'ait obtenu est celui d'hydrate et de surhydrate.

Il se trouve dans les végétaux à l'état libre ou uni à des matières organiques, et à l'état salin.

§ II.

ACIDE CITRIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide citrique .	82,98	3	2193,24
Eau	17,02	4	449,92
	100,00	poids at.	2643,16

L'oxigène de l'eau est donc à celui de l'acide :: 4 : 12 = 1 : 3.

II. NOMENCLATURE.

Acide citrique cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en prismes rhomboïdaux terminés par des sommets à quatre faces qui interceptent les angles solides.

Les pans des prismes sont inclinés entre eux de 60 à 120°.

Il n'a pas de couleur. Les cristaux sont transparens.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

75 parties d'eau à 18° peuvent dissoudre 100 parties d'acide hydraté, suivant M. Vauquelin.

1 partie d'eau bouillante peut en dissoudre 12 parties, suivant M. Dizé.

L'acide citrique hydraté est déliquescent dans une atmosphère très-humide.

Il est soluble dans l'alcool.

Sa solution aqueuse ne précipite pas l'eau de chaux; mais en faisant chauffer, le citrate se dépose. La propriété de ne pas précipiter l'eau de chaux à froid distingue la solution d'acide citrique de celle de l'acide tartrique.

La solution d'acide citrique précipite les eaux de strontiane et de baryte; le précipité est redissous par un excès d'acide.

Lorsqu'on a neutralisé de l'acide citrique par de l'eau de potasse, on n'obtient pas de précipité en y ajoutant de nouvel acide, ainsi que cela a lieu avec l'acide tartrique et la potasse.

La solution d'acide citrique ne précipite pas les nitrates d'argent et de protoxide de mercure.

Elle attaque le fer, le zinc, et même l'étain; elle est sans action sur l'arsenic, l'antimoine, le bismuth, le mercure, l'or, l'argent, le platine.

B. *Cas où il perd son eau d'hydratation.*

100 parties d'acide citrique hydraté, exposées à une température de 118 à 122°, perdent de 8,58 à 8,60 d'eau sans se décomposer, c'est-à-dire la moitié de celle qui constitue l'acide hydraté.

Lorsque ce dernier s'unit au protoxide de plomb, il perd la totalité de son eau.

C. *Cas où il éprouve une altération profonde.*

Les solutions d'acide citrique dans l'eau, surtout quand elles sont faibles, s'altèrent promptement; il se produit des flocons rougeâtres qui peu à peu se rassemblent en des masses glaireuses. D'après cela, il ne faut dissoudre l'acide citrique hydraté qu'au moment où l'on doit s'en servir, et jusque là le conserver dans des vases exactement fermés, surtout si le lieu où il est déposé n'est pas très-sec.

L'acide sulfurique concentré le change en charbon et en acide acétique, suivant Fourcroy.

L'acide nitrique à 32° convertit l'acide citrique hydraté en acide oxalique, en eau et en acide carbonique, et peut-être acétique; mais

pour constater ce résultat, il ne faut pas mettre trop d'acide nitrique : par exemple, Westrumb a vu que 60 grammes d'acide citrique hydraté, traités par 600 grammes d'acide nitrique, ne donnent pas d'acide oxalique, tandis qu'ils en donnent 13 grammes ou 30 grammes suivant qu'on les traite par 300 grammes ou 200 grammes d'acide nitrique.

L'acide citrique soumis à la distillation se fond, se boursouffle, perd de l'eau, donne lieu à la formation d'un acide particulier appelé pyrocitrique, à de l'acide acétique, à de l'huile, à de l'hydrogène carboné, de l'oxide de carbone, de l'acide carbonique et du charbon.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore, et sa saveur a beaucoup d'analogie avec celle de l'acide tartrique.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve à l'état libre dans le jus de citron, de limon, etc.

VII. PRÉPARATION.

On sépare le zeste ou l'écorce du citron avec un couteau, en ayant l'attention d'éviter que le fer reste en contact avec le suc; on réduit

les citrons écorcés en une pulpe qu'on abandonne à elle-même un ou deux jours dans un lieu frais, puis on la soumet à la presse; le suc, renfermé dans un vase, est abandonné à lui-même dans un lieu chaud jusqu'à ce qu'il ait déposé une matière qui en altérait la limpidité; alors on le passe au papier gris, on met le suc filtré sur le feu dans un vase de porcelaine, de grès, d'argent ou de platine; on projette par petites quantités de la craie dans le suc chaud de manière à neutraliser l'acide citrique; du gaz acide carbonique se dégage avec effervescence, et du citrate de chaux se précipite. Lorsque le suc est neutralisé, qu'il ne fait plus d'effervescence avec de nouvelle craie, on décante le liquide, qui contient une matière gommeuse, une matière jaune, du malate acidule de chaux; on lave le citrate de chaux par décantation, puis on le fait égoutter sur un filtre, enfin on le sèche.

On mêle à 500 parties d'eau 61 parties d'acide sulfurique d'une densité de 1,84; on fait chauffer à 90° environ, et on y ajoute peu à peu, en agitant continuellement, 100 parties de citrate de chaux pur et sec; on fait réduire à moitié, on laisse refroidir. Après vingt-qua-

tre heures, on décante la solution d'acide citrique de dessus un dépôt de sulfate de chaux; on lave celui-ci; on réunit le lavage à la solution d'acide citrique; on la fait concentrer. S'il se sépare du sulfate de chaux, on attend qu'il soit déposé pour tirer le liquide à clair. Enfin, quand celui-ci est clair et suffisamment concentré, on l'abandonne à lui-même pour en obtenir des cristaux. Si les cristaux n'étaient pas incolores, il faudrait les redissoudre, et faire cristalliser la solution.

160 parties de bon suc de citron donnent environ 18 p. de citrate de chaux et 10 p. d'acide citrique hydraté.

Si l'acide citrique est exempt d'acide sulfurique, il forme avec la baryte un précipité soluble dans un excès d'acide.

S'il est exempt de citrate de chaux, il ne précipite pas le sous-carbonate de potasse, et il ne laisse aucun résidu quand on l'incinère dans une petite capsule de platine.

Dans le commerce, on le mêle souvent avec l'acide tartrique, qui est beaucoup moins cher. Le mélange serait aisé à découvrir s'il présentait des cristaux volumineux, parce que l'acide tartrique est en tables ou lames qu'il est aisé de

distinguer des prismes d'acide citrique. Mais si le mélange était en poudre, on le dissoudrait dans l'eau de manière à avoir une solution concentrée; on en neutraliserait la moitié par la potasse; puis, en y ajoutant l'autre moitié, on verrait s'il se dépose du bitartrate de potasse. Enfin on pourrait encore essayer la liqueur par l'eau de chaux, qui ne précipite pas à froid l'acide citrique, et qui précipite l'acide tartrique.

VIII. USAGES.

Il est employé à faire une limonade sèche, qui est même plus estimée que celle qu'on prépare avec l'acide tartrique; celui-ci passe généralement pour avoir une certaine âpreté au goût, que n'a pas l'acide citrique. Si l'on veut que la limonade ait l'odeur du citron, il faut y ajouter de l'huile essentielle du zeste, car l'acide citrique est aussi inodore que l'acide tartrique.

Il est employé dans les fabriques de toiles peintes pour faire des réserves, ou comme rongeant. Il agit comme les acides tartrique et oxalique.

Il est employé pour préparer le rouge de car-

thame, et, sous ce rapport, il remplace le jus de citron.

§ III.

ACIDE CITRIQUE SOUSHYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide citrique .	90,7	3	2193,24
Eau	9,3	2	224,96
	100,00	poids at.	2418,20

L'oxigène de l'eau est à celui de l'acide dans le rapport de 2 : 12 = 1 : 6.

II. NOMENCLATURE.

Acide citrique desséché.

III. PROPRIÉTÉS ET PRÉPARATION.

Comme je l'ai dit, l'acide citrique hydraté, desséché avec précaution, perd la moitié de son eau; l'hydrate qui reste est sous la forme d'une matière blanche pulvérulente qui se comporte avec les corps à la manière de l'acide citrique hydraté.

§ IV.

ACIDE PYROCITRIQUE.

I. COMPOSITION.

	Lassaigne.
Oxigène.	43,5
Carbone.	47,5
Hydrogène	9,0
	100,0

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise difficilement.

Exposé au feu, il se fond, et se décompose en partie.

Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Sa solution rougit fortement le tournesol.

Elle ne précipite pas les eaux de chaux et de baryte.

On ne peut guère citer que l'acétate de plomb et le nitrate de protoxide de mercure qui soient précipités par sa solution.

100 parties d'acide pyrocitrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 14,55 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ de celui de l'acide.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

M. Lassaigne a obtenu cet acide en neutralisant le produit aqueux de la distillation de l'acide citrique par la craie; précipitant la solution par l'acétate de plomb, et décomposant le pyrocitrate de plomb par l'acide hydrosulfurique.

ACIDE TARTRIQUE.

§ 1er.

ACIDE TARTRIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . . .	59,72	5 . . .	500,00
Carbone . . .	36,56	4 . . .	306,12
Hydrogène. .	3,72	5 . . .	31,20
	100,00	poids at.	837,32

Compositions équivalentes :

Eau oxigénée. . . .	5
Carbone	4

ou

Oxide de carbone. .	4
Eau.	1
Hydrogène	3

II. NOMENCLATURE.

Acide tartareux, acide du tartre, acide tartarique.

Ces noms, ainsi que celui de *tartrique*, qu'il porte actuellement, sont tirés du mot *tartre*, qui est le nom d'un sel acide formé de potasse et de l'acide dont nous nous occupons.

III. PROPRIÉTÉS, ÉTAT NATUREL.

100 parties d'acide *tartrique* neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,94 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{5}$ de celui de l'acide.

On ne connaît pas les propriétés de l'acide tartrique anhydre.

Il existe dans les végétaux à l'état hydraté et de tartrate.

§ II.

ACIDE TARTRIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.
Acide tartrique.	88,16	1 . . . 837,32
Eau.	11,84	1 . . . 112,48
	100,00	poids at. 949,80

L'oxigène de l'eau est à celui de l'acide dans le rapport de 1 à 5, comme dans les tartrates neutres à base d'oxides.

II. NOMENCLATURE.

Acide tartrique cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en lames divergentes ou en aiguilles.

Il n'a pas de couleur.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il n'éprouve pas de changement dans les élémens qui constituent l'acide anhydre.*

Il est très-soluble dans l'eau; sa solution cristallise quand elle marque de 36 à 38° de l'aréomètre.

Il est soluble dans l'alcool.

M. Vogel a vu qu'il ne produit pas avec l'acide borique, comme on l'avait prétendu, un composé très-soluble dans l'eau. S'il y a réellement union chimique entre les deux corps, l'affinité de l'eau pour l'acide tartrique suffit pour la rompre.

Il forme avec les bases salifiables des sels parfaitement caractérisés.

Il précipite les eaux de chaux, de strontiane et de baryte; ces précipités sont redissous par un léger excès d'acide.

Il précipite l'acétate de plomb.

Lorsqu'on le neutralise d'abord avec de l'ammoniaque, de l'eau de soude, de l'eau de potasse, et qu'ensuite on ajoute aux sels neutres un excès d'acide, on obtient, surtout avec le sel de potasse, des précipités de sursels.

Lorsque l'acide tartrique se combine avec le protoxide de plomb, il perd toute son eau d'hydratation. En cela il se comporte différemment avec la chaux, car alors s'il perd de l'eau, ce n'est jamais tout ce qu'il en contient.

B. *Cas où l'acide tartrique hydraté s'altère.*

La solution d'acide tartrique étendue et renfermée dans un flacon qui n'est pas entièrement plein, se décompose. Il paraît qu'il se forme de l'eau, de l'acide carbonique et une matière végétale floconneuse qui est d'abord blanche, et qui finit par devenir brune.

Westrumb dit que 1 partie d'acide tartrique hydraté, dissoute dans 8 parties d'eau et 4 d'alcool, se change à une douce chaleur en acide acétique.

Hermbstædt a vu que l'acide nitrique le convertit à chaud en acide oxalique.

L'acide sulfurique concentré et l'acide tartrique hydraté, chauffés dans une cornue, donnent de l'acide sulfureux et de l'acide acétique.

Enfin l'acide tartrique hydraté distillé produit de l'eau, une huile jaune, une huile brune, de l'acide acétique, un acide particulier appelé *pyrotartrique*, cristallisable en aiguilles ou en lames; du gaz carbonique, de l'hydrogène carboné, du charbon.

Quand on le jette sur des charbons ardens, il répand une odeur acide empyreumatique particulière.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore; sa saveur est aigre et forte : mais elle est agréable quand il est dissous dans beaucoup d'eau.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il existe à l'état libre dans la pulpe des tamarins et, à ce qu'il paraît, dans le raisin vert.

VII. PRÉPARATION.

On prend de la crême de tartre (ou tartre

purifié, bitartratre de potasse) et de l'eau; on fait chauffer jusqu'à l'ébullition, en ayant soin d'agiter les matières; puis on y projette de la craie (sous-carbonate de chaux) par petites portions, en ayant l'attention de n'en ajouter de nouvelle que quand celle qu'on y a mise d'abord est décomposée, ce qu'on reconnaît à la cessation de toute effervescence.

Le bitartrate de potasse est équivalent à

Acide tartrique,
Tartrate de potasse neutre;

La craie l'est à

Acide carbonique,
Chaux.

Les corps, en réagissant, donnent naissance :

A du gaz acide carbonique, cause de l'effervescence;

A du tartrate de chaux qui se précipite;

A du tartrate de potasse neutre qui reste en dissolution dans l'eau.

Si l'on veut séparer l'acide de ce tartrate neutre, on ajoute à sa solution de l'hydrochlorate de chaux; il se produit un précipité de tartrate de chaux qui s'ajoute au premier,

et du chlorure de potassium qui reste en dissolution; on décante la liqueur; on la remplace par de l'eau, afin de laver exactement le précipité.

On prend 100 parties de tartrate de chaux, on les met en contact avec 800 parties d'eau, dans lesquelles on a mêlé 75 parties d'acide sulfurique à 66°. On laisse digérer les matières pendant vingt-quatre heures, en ayant soin de les remuer souvent, puis on les met sur le feu pendant le temps suffisant pour porter la liqueur à l'ébullition; enfin on filtre celle-ci, et on la fait évaporer; il se sépare un peu de sulfate de chaux; on décante le liquide; et quand il est décanté, on le met à cristalliser dans des terrines. Par ce moyen, on obtient de l'acide tartrique qui retient un peu de sulfate de chaux et de l'acide sulfurique : c'est pourquoi il faut le redissoudre pour le faire recristalliser, si l'on tient à l'avoir exempt de toute matière étrangère; mais cette pureté absolue n'est pas nécessaire pour les opérations de teinture auxquelles il peut servir.

VIII. USAGES.

L'acide tartrique est employé aux mêmes

usages que l'acide oxalique dans les fabriques de toiles peintes.

L'acide qui est en excès dans le bitartrate de potasse est essentiellement propre à fixer plusieurs matières colorantes sur la laine; et sous ce rapport, l'acide tartrique est un des mordans le plus fréquemment employés.

Enfin, il est un des principes immédiats du mordant ferrugineux dont M. Raymond fils s'est servi pour teindre la laine en bleu de Prusse.

IX. HISTOIRE.

Duhamel, Margraff et Rouelle le jeune ont reconnu l'existence d'un acide organique dans la crême de tartre; mais jusqu'à Schéèle, cet acide ne fut point isolé de la potasse.

ACIDE SACCHOLACTIQUE OU MUCIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	60,54	4	400,00
Carbone	34,74	3	229,59
Hydrogène	4,72	5	31,20
	100,00	poids at.	660,79

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide saccholactique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 7,56 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ du sien.

Très-probablement on ne connaît que l'acide à l'état d'hydrate.

Il est en poudre ou en petits cristaux incolores, n'ayant qu'une très-légère saveur.

Il est peu soluble dans l'eau, car 1 partie en exige 60 d'eau bouillante; la solution se trouble en refroidissant; elle rougit légèrement le tournesol. Il est insoluble dans l'alcool.

Sa solution précipite les eaux de chaux, de baryte, de strontiane; les précipités sont solubles dans un excès d'acide.

Elle précipite les nitrates d'argent, de mercure et de plomb.

Elle ne précipite pas les sels d'alumine et de magnésie, les chlorures d'étain, le perchlorure de mercure, les sulfates de fer, de cuivre, de zinc et de manganèse.

Cet acide, soumis à la distillation, se fond, se décompose, et donne un sublimé d'acide pyro-saccholactique ou pyromucique et d'autres produits.

III. PRÉPARATION.

Schéèle l'obtint, en 1780, en traitant le sucre de lait par l'acide nitrique. La gomme arabique en donne également.

ACIDE PYROSACCHOLACTIQUE ou PYROMUCIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène.	45,8
Carbone.	52,1
Hydrogène	2,1
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 7,6 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{6}$ du sien.

Il est probable que celui qu'on a étudié était à l'état d'hydrate.

Il est solide, fusible à 130°, et volatilisable en une substance qui se condense en liquide, et qui cristallise ensuite.

Il a une saveur aigre.

Il rougit fortement le tournesol.

A 15°, 1 partie exige 25 parties d'eau pour se dissoudre.

Il est plus soluble dans l'eau bouillante; la solution cristallise en lames alongées par le refroidissement.

Il est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

Il est remarquable par sa propriété de former des sels solubles avec la plupart des bases; il ne précipite que la solution de sous-acétate de plomb.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en distillant l'acide saccholactique. M. Houton-Labillardière a démontré sa nature particulière.

ACIDE SUCCINIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Oxigène. .	47,54	3 . .	300,00
Carbone. .	48,51	4 . .	306,12
Hydrogène.	3,95	4 . .	24,96
	100,00	poids at.	631,08

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,85 d'oxigène, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ de celui de l'acide.

Il cristallise en aiguilles et en prismes incolores.

A la distillation il se fond, et une portion se volatilise sans altération.

1 partie exige, pour se dissoudre, 2 parties d'eau bouillante et 5 parties d'eau à 16°.

Il est très-soluble dans l'alcool, surtout à chaud.

L'acide succinique forme avec le peroxide de fer un sel insoluble. Cette propriété fait employer le succinate de potasse pour séparer le peroxide de fer du protoxide de manganèse, lorsque ces deux oxides sont dissous dans une même liqueur.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en distillant le succin ; l'acide se volatilise, et se condense en cristaux.

ACIDE FORMIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	64,44	3 . . .	300,00
Carbone	32,88	2 . . .	153,06
Hydrogène. . .	2,68	2 . . .	12,48
	100,00	poids at.	465,54

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 21,48, c'est-à-dire $\frac{1}{3}$ du sien.

Il est probable qu'on l'a étudié à l'état d'hydrate.

Il est liquide au-dessous de zéro.

Sa densité est de 1,1168 à 20°.

Il est incolore.

Son odeur est aigre et piquante, analogue à celle du vinaigre.

III. PRÉPARATION.

Cet acide se trouve en dissolution dans l'eau qu'on a distillée sur les fourmis (*formica rufa*).

B. ACIDES ÉQUIVALENS A { *Eau,* *Carbone.* }

ACIDE ACÉTIQUE.

§ 1er.

ACIDE ACÉTIQUE ANHYDRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	46,61	3	300,00
Carbone. . . .	47,57	4	306,12
Hydrogène. . .	5,82	6	37,44
	100,00	poids at.	643,56

ou

	atomes.	
Eau. . . .	3	= { oxigène. . . . 3, hydrogène . . 6 }
Carbone .	6	

II. PROPRIÉTÉS, ÉTAT NATUREL.

100 parties d'acide acétique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,54 d'oxigène, ou $\frac{1}{3}$ du sien.

On ne connaît pas l'acide acétique anhydre.

On ne l'a étudié qu'à l'état d'hydrates et d'acétates.

Il existe en dissolution dans les sèves d'un assez grand nombre de végétaux, soit libre, soit en combinaison avec la potasse, l'ammoniaque, etc.

§ II.

ACIDE ACÉTIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique	85,12	1	643,56
Eau	14,88	1	112,48
	100,00	poids at.	756,04

L'oxigène de l'eau est le tiers de celui de l'acide, ce qui est le rapport de l'oxigène des bases salifiables à celui de l'acide dans les acétates neutres.

II. NOMENCLATURE.

L'acide acétique hydraté concentré a été appelé *vinaigre radical* quand il provenait de la distillation de l'acétate de cuivre.

L'acide acétique plus ou moins étendu d'eau

a été appelé *vinaigre distillé* quand il provenait de la distillation des liquides aigres qu'on appelle *vinaigres*.

L'*acide pyroligneux* est l'acide acétique hydraté obtenu de la distillation du bois. Il faut distinguer celui qui est mélangé d'huile empyreumatique de celui qui a été purifié.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est liquide depuis la température de 16°,7 jusqu'à celle de 119°,3, où il entre en ébullition.

A 16°, il est en lames entre-croisées très-brillantes.

A 17°, sa densité est de 1,063.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il n'éprouve pas de changement dans sa composition.*

L'acide acétique hydraté est soluble dans l'eau en toutes proportions; la combinaison se fait avec dégagement de chaleur.

Lorsqu'il est exposé dans un air humide, il absorbe la vapeur d'eau qui s'y trouve.

M. Berzelius considère comme un composé distinct celui où 1 atome d'acide acétique est

uni à 3 atomes d'eau, et dont la densité est de 1,0791. Cette proportion paraît constituer la solution aqueuse d'acide acétique la plus dense. Si l'on ajoute de l'eau à cette solution, la densité diminue de plus en plus.

Une solution aqueuse d'acide acétique hydraté, exposée à un froid convenable, se concentre, par la raison qu'il se congèle de l'eau, et qu'il reste un liquide contenant proportionnellement plus d'acide que n'en contenait la solution première. En exposant ce liquide au froid de manière à n'en congeler qu'une portion, on le concentre encore, mais on ne parvient jamais à obtenir l'acide qui ne contient que 1 atome d'eau.

L'acide acétique hydraté n'entrant en ébullition qu'à 119°,7, il est possible de concentrer sa solution aqueuse en la distillant partiellement; le liquide qui passe contient une proportion d'acide moins forte que celui qui reste dans la cornue.

B. *Cas où l'acide acétique hydraté éprouve un changement relativement à son eau d'hydratation.*

L'acide acétique s'unit aux bases salifiables, et,

comme tous les acides, il a en général plus d'affinité pour ces bases que pour l'eau; de sorte qu'en prenant une base avec laquelle il constitue un sel anhydre, du moins à une certaine température, on pourra démontrer l'existence de l'eau dans l'acide : c'est ce qui a lieu, par exemple, lorsqu'on chauffe dans un tube de verre alongé du massicot bien sec que l'on a mis en excès avec de l'acide acétique.

C. *Cas où l'acide acétique hydraté se décompose radicalement.*

L'acide acétique que l'on fait passer lentement en vapeur dans un tube de porcelaine rouge de feu se décompose, mais rarement en totalité. Les produits sont des gaz acide carbonique, oxide de carbone et hydrogène carboné : il reste du charbon dans le tube.

L'acide acétique bouillant dont on approche un corps enflammé prend feu; il se produit de l'eau et de l'acide carbonique.

L'acide sulfurique concentré le décompose à chaud.

Il en est de même de l'acide nitrique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'acide acétique hydraté a une action assez énergique sur les parties de la peau qui ne sont pas recouvertes d'épiderme; aussi ne peut-on le mettre sur la langue sans éprouver une sensation douloureuse.

Il a une odeur très-forte et stimulante.

Étendu d'eau, il n'occasione plus qu'une sensation agréable lorsqu'on le goûte; alors il agit à la fois sur le goût et l'odorat : et c'est cette double action qui le rend plus propre à assaisonner les mets que ne le sont les acides inodores.

VI. ÉTAT NATUREL.

L'acide acétique libre existe en dissolution dans la sève de la plupart des arbres, par exemple dans les sucs du *cicer parietinum* et du *sambucus nigra*.

VII. PRÉPARATION.

On se procure l'acide acétique hydraté par différens procédés.

Premier procédé. — La décomposition de l'acétate de soude pur par l'acide sulfurique donne l'acide acétique hydraté le plus pur; mais comme l'acétate de soude qu'on décompose en

grand provient en général de l'acide acétique qui se forme dans la distillation du bois, nous n'en parlerons pas maintenant.

Deuxième procédé. — On soumet à la distillation dans une cornue de grès de l'acétate de cuivre cristallisé; la cornue communique, par l'intermède d'une alonge, à un ballon tubulé muni d'un tube à gaz.

On obtient d'abord de l'eau de cristallisation; ensuite de l'acide acétique hydraté; une substance qu'on appelle *esprit pyroacétique;* du gaz hydrogène carburé; de l'acide carbonique, surtout à la fin de l'opération; de l'acétate de cuivre anhydre qui se volatilise. Il reste dans la cornue un mélange de charbon et de cuivre. Il y a environ un sixième de l'acide acétique de décomposé par l'action simultanée de la chaleur et de l'oxigène de l'oxide de cuivre; c'est cette décomposition qui donne lieu à la formation de l'acide carbonique, de l'hydrogène carburé, de l'esprit pyroacétique, d'une matière empyreumatique qui paraît huileuse, et d'une certaine quantité d'eau.

L'acide acétique obtenu par ce procédé est très-fort, mais il est mélangé d'une matière empyreumatique, d'esprit pyroacétique, et pres-

que toujours d'acétate de cuivre qui le colore en vert.

On rectifie le produit en le distillant dans une cornue de verre. L'acide qui passe dans le récipient est exempt de cuivre, mais il retient toujours de l'esprit pyroacétique et de la matière empyreumatique.

On constate que l'acide acétique ne contient pas d'oxide de cuivre en le neutralisant en grande partie par la potasse, et en y versant ensuite de l'hydrocyanoferrate ou de l'hydrosulfate de potasse. Ces réactifs ne doivent point colorer la liqueur, comme ils le feraient si celle-ci contenait du cuivre. Dans ce cas, l'hydrocyanoferrate produirait une couleur rouge marron, et l'hydrosulfate une couleur brune.

Troisième procédé. — Lorsque des liqueurs sucrées ou vineuses, ou alcooliques faibles, sont abandonnées à elles-mêmes dans un lieu où la température est au moins de 18 à 20°, et qu'elles ont le contact de l'air, le sucre ou l'alcool qu'elles contiennent disparaît, et est remplacé par de l'acide acétique ; mais, par la raison qu'il s'y trouve une forte proportion d'eau et des substances fixes telles que des acides, des sels, des matières colorantes, l'acide acéti-

que qu'elles donnent est toujours plus ou moins faible et plus ou moins impur. Ces liqueurs aigres portent le nom générique de *vinaigres.* Les vinaigres de vin sont les plus estimés. Ils contiennent en général, outre l'acide acétique, du bitartrate de potasse, une matière colorante jaune, une matière azotée; les vinaigres de vin rouge contiennent de plus une matière qui ne doit sa couleur rouge qu'à la présence d'un acide. On trouve dans les vinaigres obtenus avec des graines de céréales une matière azotée, une matière provenant de l'amidon, des phosphates de chaux et de magnésie, et une matière huileuse.

On soumet les vinaigres à la distillation dans des alambics de cuivre étamés; on reçoit les produits dans des récipiens de grès. C'est de cette manière qu'on obtient le *vinaigre distillé.* Le liquide qui passe le premier à la distillation est plus faible que celui qui vient ensuite.

Le vinaigre distillé de vin, outre l'acide acétique et l'eau, peut contenir une matière azotée colorée, une matière huileuse empyreumatique, de l'éther acétique.

Le vinaigre de graines céréales, outre l'acide acétique et l'eau, contient une matière azotée

colorée, une matière huileuse empyreumatique plus fétide que celle qui se trouve dans le vinaigre de vin.

Quelle que soit l'origine du vinaigre distillé, il est toujours trop faible pour qu'on puisse le comparer au *vinaigre radical.*

En parlant du charbon (9e *leçon, page* 29), j'ai dit qu'il y a un procédé de carboniser le bois dans des cylindres de tôle, qui permet de recueillir le produit liquide de l'opération dans des récipiens qui communiquent aux cylindres; j'ai ajouté que ce produit est en grande partie formé d'une matière noire, huileuse, épaisse comme du goudron, et d'eau tenant en dissolution de l'acide acétique et une huile empyreumatique. La première se sépare de la seconde par la différence de densité. Quand le liquide aqueux est bien clair, on le décante, et on le sature avec de la craie; il se forme de l'acétate de chaux soluble, tandis que la matière huileuse qui n'était dissoute dans l'eau que par l'intermède de l'acide acétique se sépare en grande partie à la surface de la liqueur, d'où on l'enlève avec une écumoire. En mêlant l'acétate de chaux avec du sulfate de soude, il se précipite du sulfate de chaux, et il reste de l'a-

cétate de soude en dissolution qu'on fait cristalliser. Les cristaux de ce sel étant colorés par un reste d'huile, doivent être légèrement torréfiés et redissous dans l'eau. La nouvelle solution donne des cristaux assez purs.

Lorsqu'on veut s'en servir pour préparer un acide acétique concentré, on les dessèche, puis on les introduit dans une cornue de verre ou une tourille de grès ; on verse dessus de l'acide sulfurique concentré ; et en chauffant légèrement, l'acide acétique se distille.

Lorsqu'on veut obtenir de l'acide acétique étendu, on dissout l'acétate dans une quantité d'eau plus ou moins grande, puis on y ajoute assez d'acide sulfurique à 66° pour neutraliser la soude ; une grande partie de sulfate de soude se cristallise, tandis que l'acide acétique reste dans la liqueur ; on décante celle-ci, et on la distille ; le résidu est du sulfate de soude.

Si l'on tenait à avoir un acide acétique aussi concentré que possible, il faudrait le faire digérer avec de l'acétate de potasse desséché, puis le distiller de nouveau.

L'acide acétique obtenu par la distillation du bois est appelé pyroligneux, parce que long-temps on a cru que c'était un acide par-

ticulier à la distillation de la matière ligneuse.

Fourcroy et Vauquelin ont prouvé l'identité de l'acide pyroligneux et de l'acide acétique; et c'est d'après leur travail qu'on a préparé en grand l'acide acétique en distillant du bois.

VIII. USAGES.

L'acide acétique est employé en teinture à l'état d'acétate de fer, d'acétate de deutoxide de cuivre, d'acétate de plomb et d'acétate d'alumine.

IX. HISTOIRE.

On a cru pendant quelque temps que l'acide acétique obtenu de la distillation de l'acétate de cuivre était plus oxigéné que l'acide obtenu de la distillation des vinaigres; c'est pourquoi on nommait celui-ci *acide acéteux*. M. Adet, et ensuite Darracq, ont prouvé qu'ils sont identiques l'un à l'autre; enfin Fourcroy et Vauquelin ont rendu un vrai service aux arts en démontrant que l'acide pyroligneux n'est que de l'acide acétique uni à une huile empyreumatique.

ACIDE GALLIQUE.

§ Ier.

ACIDE GALLIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes	
Oxigène	37,66	3	300,00
Carbone. . . .	57,64	6	459,18
Hydrogène . .	4,70	6	37,44
	100,00	poids at.	796,62

Compositions équivalentes :

Eau 3
Carbone. 6

ou

Oxide de carbone. . . 3
Hydrogène bicarboné. 3

ou

Oxigène 3
Hydrogène quadrocar. 2

100 parties d'acide gallique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 12,55 d'oxigène.

II. NOMENCLATURE.

Gallique dérive de *galle* (*noix de*), excrois-

sance qui se développe sur l'écorce d'un chêne de l'Asie mineure, à la suite des piqûres d'un insecte du genre *cynips*.

III. PROPRIÉTÉS.

Je ne crois pas qu'on ait obtenu cet acide à l'état anhydre.

IV. ÉTAT NATUREL.

L'acide gallique existe dans la noix de galle, dans les écorces de toutes les espèces de chêne, dans le sureau, etc.; il est toujours, ou presque toujours, libre de toute combinaison avec les bases salifiables.

§ II.

ACIDE GALLIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

Elle n'a point été déterminée.

II. NOMENCLATURE.

Acide gallique cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est sous la forme de petites aiguilles trans-

parentes et absolument incolores, qui passent généralement pour se volatiliser sans altération.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Suivant Richter, l'acide gallique hydraté exige pour se dissoudre 20 parties d'eau froide et 3 parties d'eau bouillante.

Il est plus soluble dans l'alcool : aussi une solution alcoolique concentrée se trouble-t-elle quand on y ajoute de l'eau.

L'acide gallique précipite l'acétate de plomb en flocons parfaitement blancs.

Lorsqu'on fait passer sa solution bouillie dans des cloches pleines de mercure, et qu'on y ajoute ensuite, en évitant autant que possible le contact de l'air, de la potasse, de la soude, de l'ammoniaque, de l'eau de chaux, de l'eau de strontiane, de l'eau de baryte, on obtient avec les trois premières bases des gallates très-solubles, et avec les trois dernières des gallates insolubles sous la forme de flocons blancs.

L'acide gallique, versé dans la solution d'un sel de peroxide de fer, développe une couleur bleue qu'on a attribuée généralement à un

gallate de peroxide. Cette opinion est loin d'être prouvée.

L'acide gallique dissout le fer avec effervescence et sans se colorer.

La solution d'acide gallique ne précipite pas la gélatine.

Les acides sulfurique et hydrochlorique faibles ne l'altèrent pas.

B. *Cas où il s'altère profondément.*

L'acide sulfurique concentré le décompose.

L'acide nitrique colore la solution d'acide gallique en pourpre, puis en jaune; il se dégage de la vapeur nitreuse ou du gaz nitreux; l'acide gallique est décomposé.

Lorsqu'on le soumet à la distillation dans une petite cornue, il se fond; il se dégage de l'eau, quelques vapeurs huileuses, et la plus grande partie de l'acide se sublime en aiguilles; il ne reste qu'une trace de charbon, au moins quand les vapeurs se condensent promptement. On considère généralement le sublimé comme de l'acide gallique non altéré; cependant il m'a paru différer à certains égards de l'acide gallique parfaitement pur obtenu par la voie humide.

Si on fait passer de l'acide gallique dans un

tube rouge, il est décomposé en charbon, en gaz inflammable et en acide carbonique.

La solution aqueuse d'acide gallique se décompose spontanément; la solution brunit.

Cet acide éprouve les altérations les plus remarquables lorsqu'il est à la fois en contact avec l'eau, un alcali puissant et le gaz oxigène. Pour s'en convaincre, il suffit de faire arriver du gaz oxigène dans des cloches de verre placées sur le mercure, et qui contiennent des gallates alcalins préparés sans le contact de l'air, ainsi que je l'ai dit plus haut. Voici le résultat de plusieurs expériences que j'ai faites avec quelque soin en 1820:

1 centimètre cube d'eau contenant 0gr.,2 d'acide gallique et 0gr.,1 d'hydrate de potasse, absorbèrent assez rapidement 19cc de gaz oxigène, et prirent en même temps une couleur verte. Ayant ajouté 0gr.,2 d'hydrate de potasse, la liqueur passa au rouge, et finit par absorber une quantité d'oxigène qui s'éleva à 58cc.

1 gramme de surhydrate de baryte que je fis passer dans 3 centimètres cubes d'eau contenant 0gr.,2 d'acide gallique, forma un gallate floconneux qui devint ensuite grenu. Cette liqueur absorba dans une heure 17cc,5 d'oxigène,

et se colora en rouge; il se produisit 4^{cc},5 d'acide carbonique.

Il résulte de ces expériences et de plusieurs autres que je ne rapporte pas,

1º Que les gallates d'ammoniaque, de potasse, de soude, de baryte, de strontiane et de chaux ne peuvent exister que hors du contact de l'oxigène.

2º Que dès que ces gallates dissous ou très-divisés au milieu de l'eau ont le contact de l'air, ils absorbent l'oxigène ; s'ils sont neutres ou peu alcalins, l'absorption, dans une durée de quelques heures, est au minimum, et la couleur développée est le bleu ou le vert, qui ensuite passe peu à peu au brun jaunâtre, tandis que, s'ils sont avec excès de base, l'absorption est au maximum dans le même temps, et la couleur développée est le rouge, qui passe ensuite peu à peu au jaune fauve.

3º Dans cette absorption, il se produit une quantité d'acide carbonique qui est loin de représenter tout l'oxigène absorbé.

4º L'acide gallique, en s'altérant autant que possible dans ces circonstances, donne naissance à une matière colorée très-acide, et assez astringente pour précipiter fortement la gélatine.

C'est cette grande combustibilité de l'acide gallique qui me fait croire à la possibilité que lorsqu'il développe une couleur bleue avec un sel de peroxide de fer, celui-ci soit désoxigéné, et l'acide gallique altéré.

Nous verrons qu'un grand nombre de principes colorans solubles dans l'eau se comportent avec les alcalis et l'oxigène à la manière de l'acide gallique; de sorte que le résultat des expériences dont je viens de parler est susceptible d'être très-généralisé.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore; sa saveur est aigre sans astriction.

VI. PRÉPARATION.

On fait infuser dans 8 à 10 parties d'eau 1 partie de noix de galle réduite en poudre; on filtre l'infusion dans un flacon qui ne doit en être rempli qu'aux trois quarts; on le ferme, et on l'abandonne dans un lieu dont la température varie de 15 à 20°; il se dépose d'abord un sédiment, que j'ai signalé comme une matière nouvelle en 1814, et à laquelle M. Braconnot a donné, en 1818, le nom d'*acide ellagique;* il se produit des moisissures. Quand on juge la dé-

composition assez avancée, on expose le flacon à quelques degrés au-dessus de zéro ; il se précipite alors de l'acide gallique du plus beau blanc, on jette le liquide sur un filtre de manière que le sédiment et les moisissures seulement restent dans le flacon ; on recueille l'acide gallique sur un filtre de papier Joseph lavé préalablement à l'acide hydrochlorique ; et en le dissolvant dans l'eau, passant la solution dans un filtre pareillement lavé, la faisant évaporer, on obtient des cristaux incolores.

Je ne connais pas de procédé qui donne un acide gallique aussi pur. J'en ai préparé qui avait la blancheur de l'amidon. J'ai obtenu également un produit assez pur en traitant l'extrait de noix de galle par l'eau seulement.

En général, la pureté de l'acide gallique se reconnaît à sa blancheur, et aussi en ce qu'il n'a pas la propriété de troubler la gélatine, ou plutôt la dissolution de colle de poisson ; dans ce cas, il retiendrait de la matière astringente.

D'un autre côté, il doit précipiter l'acétate de plomb en flocons blancs. Si le précipité était coloré en fauve et en jaune, l'acide gallique retiendrait de cette matière que j'ai décrite en

1814, et que j'ai reconnue être le principe colorant jaune de la noix de galle.

VII. USAGES.

L'acide gallique à l'état de pureté ne sert point en teinture; mais la noix de galle, le sumac, l'écorce de chêne, etc., etc., en un mot tous, ou presque tous les astringens qui sont employés dans la teinture en noir ou dans la fabrication de l'encre, contiennent de l'acide gallique; et c'est par la réaction de ce dernier sur le peroxide de fer qu'ils donnent lieu à des combinaisons qui paraissent noires, mais qui sont réellement d'un bleu foncé si elles ne contiennent pas de matière rouge ou de matière jaune; mais l'acide gallique seul avec le peroxide de fer ne peut teindre les étoffes en noir.

C. ACIDES ÉQUIVALENS A { *Hydrogène, Eau, Carbone.*

ACIDE PHOCÉNIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	26,03	3	300,00
Carbone	66,39	10	765,30
Hydrogène. . . .	7,58	14	87,36
	100,00	poids at.	1152,66

100 parties d'acide saturent une quantité d'oxide qui contient 8,65 d'oxigène, c'est-à-dire le tiers du sien.

Composition de l'acide hydraté.

Acide	91
Eau	9
	100

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE PHOCÉNIQUE HYDRATÉ.

Il est liquide, et ne se congèle pas à — 9°. Il entre en ébullition au-dessus de 100°.

A 28°, sa densité est de 0,932.

Il est incolore.

Il a une odeur très-forte qui participe de celles de l'acide acétique et du beurre fort.

100 parties d'eau n'en dissolvent que 5p.,5.

Il est très-soluble dans l'alcool.

Chauffé avec le contact de l'air, il brûle à la manière des huiles volatiles.

III. HISTOIRE ET PRÉPARATION.

Je le découvris, en 1817, dans l'huile des dauphins et des marsouins, et en 1818 je le retrouvai dans les baies du *viburnum opulus*.

On le retire du savon d'huile de dauphin ou de marsouin. On décompose ce savon par l'acide tartrique au milieu d'une suffisante quantité d'eau; on sépare la partie grasse; et après l'avoir lavée à plusieurs reprises, et ajouté le lavage à la partie aqueuse du savon décomposé, on distille; l'acide phocénique passe dans le récipient avec une certaine quantité d'eau. En neutralisant ce produit par la baryte, le faisant concentrer suffisamment, puis le décomposant par l'acide phosphorique concentré dans un vase étroit, on obtient l'acide phocénique hydraté.

ACIDE BUTIRIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	30,58	3 . . .	300,00
Carbone	62,42	8 . . .	612,24
Hydrogène. . .	7,00	11 . . .	68,64
	100,00	poids at.	980,88

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide contenant 10,3 d'oxigène, c'est-à-dire le tiers de celui qu'il contient.

Composition de l'acide hydraté.

Acide.	89,6.
Eau.	10,4.

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE BUTIRIQUE HYDRATÉ.

Il a l'aspect de l'acide phocénique; il ne se congèle pas à — 9°. Il exige plus de 100° pour bouillir.

A 10°, sa densité est de 0,9675.

Quoique son odeur ait de l'analogie avec celle de l'acide phocénique, cependant, quand on a senti les deux, il est aisé de reconnaître chacune d'elles.

Il est dissous par l'eau en toutes proportions.

III. HISTOIRE.

Je le reconnus dans le savon de beurre, en 1814; mais je ne parvins à l'obtenir pur qu'en 1818.

ACIDE CAPROÏQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . .	22,44	3 . . .	300,00
Carbone . .	68,69	12 . . .	918,36
Hydrogène.	8,87	19 . . .	118,56
	100,00	poids at.	1336,92

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 7,57 d'oxigène.

Composition de l'acide hydraté.

Acide.	100
Eau.	8,66.

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE CAPROÏQUE HYDRATÉ.

Il est encore liquide à —9°. Il bout au-dessus de 100°, et se volatilise sans s'altérer.

A 26°, sa densité est de 0,922.

Son odeur est celle de la sueur.

160 parties d'eau n'en dissolvent pas 1,04 complètement.

L'alcool le dissout en toutes proportions.

III. HISTOIRE.

Je le découvris en 1818 dans le savon de beurre.

ACIDE CAPRIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . .	16,25	3 . . .	300,00
Carbone. . .	74,00	18 . . .	1377,54
Hydrogène. .	9,75	29 . . .	180,96
	100,00	poids at.	1858,50

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 5,38 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE CAPRIQUE HYDRATÉ.

Jusqu'à 17° il se présente en petites aiguilles transparentes incolores. A une température plus élevée, il est liquide. Il est volatil.

A 18°, sa densité est de 0,9103.

Il a l'odeur de l'acide caproïque, avec une légère odeur de bouc.

100 parties d'eau ne peuvent dissoudre complètement 0gr.,15 de cet acide.

Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool.

III. HISTOIRE.

Je le découvris en 1818 dans le savon de beurre.

ACIDE STÉARIQUE.

§ 1er.

ACIDE STÉARIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	7,46	5	500,0
Carbone	79,96	70	5357,1
Hydrogène	12,58	135	842,4
	100,00	poids at.	6699,5

II. NOMENCLATURE.

Le mot *stéarique* dérive du grec στεαρ, suif,

parce que c'est de cette matière qu'on retire l'acide stéarique après l'avoir soumise à la saponification.

III. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 parties d'oxigène; l'oxigène de l'acide est donc à celui de la base :: 2,5 : 1.

L'acide stéarique anhydre est inconnu. Jusqu'ici on n'a étudié que l'acide hydraté et les stéarates.

IV. ÉTAT NATUREL.

L'acide stéarique existe dans tous les savons qui ont été préparés avec des matières grasses contenant la substance que j'ai appelée stéarine de mouton.

Je l'ai trouvé dans la bile de quelques animaux et dans une matière appelée improprement *cire de la Cochinchine*, qui est une vraie stéarine.

V. HISTOIRE.

Je le découvris en 1816.

§ II.

ACIDE STÉARIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique. .	96,6	1. . . .	6699,50
Eau.	3,4	2. . . .	224,96
	100,00	poids at.	5924,46

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à 70°, et volatil dans le vide sans décomposition.

L'acide fondu cristallise par le refroidissement en belles aiguilles brillantes entrelacées.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Il est insoluble dans l'eau.

Il est dissous dans l'alcool bouillant en toutes proportions.

1 partie d'alcool d'une densité de 0,794, chauffée avec 1 partie d'acide, forment une solution qui ne se trouble qu'à 50°, et qui à 45° est prise en masse.

Lorsqu'il se sépare lentement d'une solution alcoolique, il cristallise en larges écailles blanches brillantes.

1 partie d'acide est dissoute à chaud par 1 partie d'éther d'une densité de 0,727.

L'acide sulfurique concentré s'unit à l'acide stéarique hydraté fondu sans l'altérer. L'eau, appliquée à la combinaison, dissout le premier à l'exclusion du second.

Il forme avec les bases salifiables des sels qui sont bien caractérisés.

Il est, au reste, facile de prouver l'acidité de ce corps : c'est en le fondant sur un papier *humide* de tournesol; la couleur rouge de cette matière colorée est mise à nu, parce que l'acide stéarique s'empare de l'alcali qui la rendait bleue. Si l'on ajoute à une solution d'acide stéarique, dans de l'alcool qui ne soit pas trop concentré, de la teinture aqueuse de tournesol avec précaution, elle passera au rouge par la même raison.

Si le papier de tournesol est sec, l'acide stéarique fondu le pénètre sans le rougir; l'affinité de l'acide pour la base alcaline du tournesol ne peut surmonter celle de cette base pour la matière colorante, lorsque ces deux derniers

corps sont à l'état solide, et qu'il n'y a pas d'eau qui agisse pour affaiblir la cohésion de leurs particules.

Si l'acide était dissous dans de l'alcool d'une densité de 0,792, on aurait le même résultat, parce que l'extrait de tournesol qu'on y verserait serait précipité en petits flocons bleus; mais en ajoutant assez d'eau pour surmonter l'insolubilité des flocons, la couleur rouge se développerait. Dans le cas où l'on ajouterait trop de liquide, la couleur rouge ne paraîtrait pas. Nous en verrons la cause lorsque nous traiterons des stéarates de potasse.

L'acide stéarique absorbe le gaz ammoniac en proportion définie à une très-douce température.

B. *Cas où il perd son eau.*

Il suffit de le chauffer avec du massicot pour que l'eau de l'hydrate soit mise en liberté.

C. *Cas où il s'altère profondément.*

A 100°, l'acide sulfurique décompose l'acide stéarique; il se dégage du gaz acide sulfureux; du charbon est mis à nu.

L'acide nitrique bouillant le décompose, mais

assez difficilement; il se produit deux acides inflammables, dont l'un est inaltérable, et l'autre est encore liquide à zéro.

L'acide stéarique distillé dans une cornue sous la pression ordinaire, se sublime pour la plus grande partie; mais le reste est réduit en acide carbonique, en gaz inflammable, en eau, en un acide volatil et en une matière huileuse.

Il brûle à la manière de la cire, mais avec une flamme plus alongée.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore et insipide.

V. USAGES.

A l'état libre, il peut être brûlé sous forme de bougie.

A l'état salin, il est un des principes constituans des savons de graisses.

ACIDE MARGARIQUE.

§ Ier.

ACIDE MARGARIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène . .	9,07	3 . . .	300,0
Carbone . .	78,67	34 . .	3602,0
Hydrogène.	12,26	65 . . .	405,6
	100,00	poids at.	4307,6

II. NOMENCLATURE.

Margarique dérive du grec μαργαριτης, perle, à cause de son aspect nacré.

III. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide margarique neutralisent une quantité d'oxide contenant 3 d'oxigène ou le tiers du sien.

L'acide margarique à l'état anhydre est inconnu. On ne l'a étudié qu'à l'état d'hydrate et de sel.

IV. ÉTAT.

Il se trouve dans tous les savons qui ont été

préparés avec une matière grasse contenant la substance que j'ai appelée *stéarine d'homme.*

V. HISTOIRE.

Je le décrivis en 1813, sous le nom de *margarine.*

§ II.

ACIDE MARGARIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Acide	96,6	1	4307,60
Eau	3,4	1	112,48
	100,0	poids at.	4420,08

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés physiques, chimiques et organoleptiques de cet acide ont les plus grands rapports avec celles de l'acide stéarique; il n'en diffère que par sa fusibilité, qui a lieu à 60°, et parce qu'il contient une plus grande quantité d'oxigène.

J'aurais vivement désiré pouvoir démontrer par l'expérience que l'acide margarique n'est que de l'acide stéarique uni à une matière qui

lui donne plus de fusibilité, et qui contient plus d'oxigène que lui; malheureusement mes essais ont été infructueux, et je me serais éloigné des principes qui m'ont constamment dirigé dans mes recherches expérimentales, si je les avais confondus en une seule espèce.

III. ÉTAT.

Il existe principalement dans le savon de graisse humaine.

IV. PRÉPARATION.

Je n'en parlerai qu'en traitant de celle de l'acide oléique.

V. USAGES.

L'acide margarique hydraté peut servir à l'éclairage comme le précédent. Il existe dans la plupart des savons qu'on emploie dans les arts, particulièrement dans ceux de graisse animale et d'huile d'olive. D'après cela, on peut juger de son utilité.

ACIDE OLÉIQUE.

§ Ier.

ACIDE OLÉIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	7,59	5 . . .	500
Carbone. . . .	81,32	70 . .	5357
Hydrogène . .	11,09	117 . . .	730
	100,00	poids at.	6587

II. NOMENCLATURE.

Oléique vient du latin *oleum*, huile. Ce nom lui a été donné à cause de son aspect, et parce qu'il est produit en plus grande quantité par les substances huileuses dans lesquelles l'*oléine* domine, qu'il ne l'est par les graisses dans lesquelles les stéarines dominent.

III. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide oléique neutralisent une quantité d'oxide salifiable qui contient 3 d'oxigène, conséquemment l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 2,5 : 1.

A l'état anhydre, il est inconnu. On ne l'a étudié qu'à celui d'hydrate et de sel.

IV. ÉTAT NATUREL.

Je l'ai trouvé dans la bile des mammifères en quantité notable; mais on l'extrait presque toujours des savons qui ont été fabriqués avec des huiles, ou plutôt avec des matières grasses abondantes en oléine.

V. USAGES.

Il pourrait dans l'éclairage remplacer l'huile.

Il est employé dans les arts à l'état de sel ou de savon.

C'est sa prédominance dans les savons mous à base de potasse qui rend ces sortes de savons précieux pour certains usages.

VI. HISTOIRE.

Je le décrivis à l'état hydraté, sous le nom de graisse fluide, en 1813.

§ II.

ACIDE OLÉIQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide	96,2	1. . . .	6587,00
Eau :	3,8	2. . . .	224,96
	100,0	poids at.	6811,96

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est encore liquide à quelque degrés au-dessous de zéro.

Il se volatilise dans le vide sans altération.

Sa densité est de 0,898.

A l'état de pureté, il est incolore.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Il est insoluble dans l'eau.

Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool d'une densité de 0,822; l'eau, mêlée à la solution, en précipite l'acide.

Il s'unit en toutes proportions à l'aide de la chaleur, aux acides margarique et stéarique.

A froid, il s'unit sans s'altérer à l'acide sulfurique concentré.

Il rougit le papier de tournesol humide, et sa solution dans l'alcool faible rougit la teinture de tournesol; il se comporte d'ailleurs avec ce réactif comme les précédens.

B. *Cas où il perd son eau.*

Légèrement chauffé avec le protoxide de plomb sec, il laisse dégager son eau d'hydratation.

C. *Cas où il est altéré.*

L'acide oléique, distillé dans une cornue de verre avec le contact de l'air, donne un produit huileux qui se colore peu à peu en jaune, une huile brune, du gaz acide carbonique, et de l'hydrogène carboné : il ne reste qu'un atome de charbon dans la cornue.

L'eau appliquée au produit liquide en extrait de l'acide acétique, et peut-être de l'acide sébacique. Ce qui ne se dissout pas est presque entièrement formé d'acide oléique.

L'acide oléique, chauffé avec le contact de l'air, prend feu, et brûle à la manière des huiles grasses, mais avec une flamme plus alongée, à cause de sa volatilité.

A 100°, l'acide sulfurique décompose rapidement l'acide oléique; du charbon est mis à nu.

L'acide nitrique à 32° bouillant se comporte avec l'acide oléique à peu près comme il se comporte avec l'acide stéarique, sauf que l'action est plus vive.

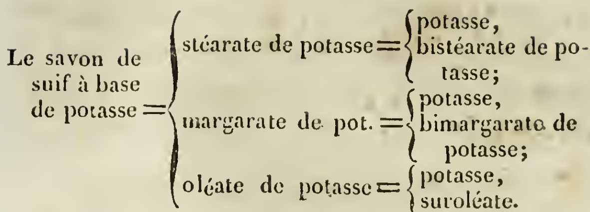
IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une légère saveur et une odeur de rance.

V. PRÉPARATION DES ACIDES STÉARIQUE, MARGARIQUE ET OLÉIQUE.

Il faut commencer par se procurer du savon de suif; on y parvient facilement en chauffant 4 parties de suif avec 4 parties d'eau tenant 1 partie de potasse caustique en dissolution; on remplace l'eau à mesure qu'elle s'évapore. Lorsque le savon est bien fait, ce qu'on reconnaît à ce qu'il est entièrement soluble à chaud, on cesse de chauffer, et on attend qu'il soit bien séparé de son eau-mère, afin de mettre celle-ci de côté.

Premier procédé.



Si on y ajoute une quantité d'eau qui ne soit pas trop grande, il l'absorbe sans se dénaturer; mais le liquide exerce toujours sur la potasse une certaine affinité qui affaiblit celle du bistéarate, du bimargarate et du suroléate pour la potasse qui les neutralise. Si on ajoute une plus grande quantité d'eau, qu'on agite bien les matières, ou, mieux encore, si l'on verse dans une grande quantité de ce liquide froid le savon qu'on aura fait dissoudre préalablement dans de l'eau bouillante, il arrivera que peu à peu la plus grande partie du stéarate et du margarate, et une très-faible quantité d'oléate, seront réduites 1° en potasse qui restera en dissolution avec la plus grande partie de l'oléate, 2° en bistéarate, bimargarate et suroléate qui se précipiteront à l'état d'une *matière nacrée.* Jamais on ne parvient à obtenir la séparation complète du bistéa-

rate et du bimargarate de potasse que le savon pourrait donner, par la raison que l'oléate de potasse, plus la potasse, ont une telle affinité pour eux, qu'une portion reste en dissolution. Aussi observe-t-on qu'en neutralisant l'excès de l'alcali mis à nu, on favorise le dépôt d'une nouvelle quantité de *matière nacrée;* mais, encore une fois, par ce moyen on ne parvient jamais à isoler la totalité des acides stéarique et margarique de l'acide oléique.

Je suppose qu'on soit parvenu au point d'avoir une liqueur qui ne donne plus de *dépôt nacré*, alors on la fera concentrer après l'avoir filtrée; et en y versant de l'acide hydrochlorique, on en séparera les acides stéarique, margarique et oléique à l'état d'un liquide huileux. En exposant celui-ci à des températures de plus en plus basses, en ayant le soin de séparer chaque fois la partie solide de la partie liquide, on finira par obtenir de l'acide oléique qui ne se congèle qu'à plusieurs degrés au-dessous de zéro.

Je reprends maintenant le traitement de la matière nacrée formée de bistéarate, de bimargarate et d'une petite quantité de suroléate de potasse. Pour comprendre la séparation de ces

deux corps, il faut savoir que ce bimargarate de potasse, et surtout le suroléate, sont plus solubles dans l'alcool que ne l'est le bistéarate de potasse. Il en résulte que si vous traitez la *matière nacrée sèche* par de l'alcool bouillant; par exemple si vous faites trois traitemens en employant chaque fois 10 parties d'alcool pour une de matière nacrée, vous la dissoudrez toute, ou presque toute; l'alcool, en se refroidissant, déposera du bistéarate et du bimargarate, mais retiendra la plus grande partie du suroléate avec un peu de bistéarate et une certaine proportion de bimargarate. En traitant le dépôt par l'alcool, comme la première fois, on finira par obtenir du bistéarate dont l'acide est fusible à 70°. D'un autre côté, lorsqu'on aura un bimargarate dont l'acide n'éprouvera pas de changement dans sa fusibilité de 60°, après qu'on l'aura eu soumis à plusieurs traitemens alcooliques, on aura le bimargarate pur. On obtiendra les acides stéarique et margarique hydratés en décomposant le bistéarate et le bimargarate par l'acide hydrochlorique.

Deuxième procédé. — On peut arriver à séparer le stéarate et le margarate de l'oléate de potasse d'une manière plus expéditive, en

traitant le savon desséché par de l'alcool d'une densité de 0,822 froid. Celui-ci dissout beaucoup mieux l'oléate de potasse qu'il ne dissout le margarate et le stéarate; on fait donc réagir les corps; et lorsque l'alcool est saturé, on le décante, et on le remplace par de nouvel alcool, et cela jusqu'à ce que ce liquide ne dissolve presque plus rien. Alors on a un résidu formé de stéarate et de margarate neutres, et de très-peu d'oléate également neutre. En le traitant par l'alcool bouillant comme la *matière nacrée*, on isole les sels l'un de l'autre. Quant à la solution qui contient la plus grande partie de l'oléate, on la fait évaporer à sec; et en appliquant de l'alcool au résidu on en sépare une certaine quantité de margarate : en faisant ensuite évaporer la nouvelle solution et traitant la matière qu'elle a laissée par l'eau et l'acide hydrochlorique, on obtient un acide oléique que l'on expose au froid, comme il a été dit plus haut.

Troisième procédé. — On peut encore, en soumettant à la presse les acides séparés du savon par l'acide hydrochlorique, les réduire 1° en une matière fusible de 50 à 55° environ, composée d'acides stéarique et margarique et d'une très-petite quantité d'acide oléique; 2° en

une matière liquide formée d'acide oléique et d'une petite quantité d'acides margarique et stéarique.

REMARQUES.

Le savon de graisse humaine ne contient que de l'oléate et du margarate.

Si l'on voulait se procurer de l'*acide oléique* sans vouloir obtenir d'acide stéarique, il serait préférable d'employer le savon de graisse de porc plutôt que celui de suif.

ACIDE RICINIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène	16,58
Carbone	73,56
Hydrogène	9,86
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est fusible à 22° en un liquide incolore qui se prend en masse solide cristalline. Il se volatilise à une température plus élevée.

Il est insoluble dans l'eau.

A 12°, 1 partie d'alcool à 40° en dissout 4 d'acide.

A 12°, 1 partie d'éther à 58° en dissout 3 d'acide.

Le ricinate de magnésie est soluble dans l'alcool, et cristallisable.

III. HISTOIRE.

Il a été découvert par MM. Bussy et Lecanu, dans le produit de la distillation de l'huile de ricin. Il s'y trouve avec un autre acide que ces chimistes ont nommé *élaïodique.*

Ce dernier est liquide; il se prend en masse à quelques degrés au-dessous de zéro.

Il a beaucoup d'analogie avec l'acide oléique, mais il s'en distingue parce que les combinaisons qu'il forme avec la magnésie et l'oxide de plomb sont solubles dans l'alcool.

ACIDE MARGARITIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène.	18,60
Carbone.	70,50
Hydrogène	10,90
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en paillettes nacrées qui ne se fondent qu'au-dessus de 130°.

Il est insoluble dans l'eau, et soluble dans 3 parties d'alcool bouillant.

III. HISTOIRE.

Il a été découvert par MM. Bussy et Lecanu dans le savon d'huile de ricin ; il y est accompagné des acides ricinique et élaïodique.

ACIDE BENZOÏQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . . .	19,70	1. . . .	100,00
Carbone. . . .	75,38	5. . . .	382,65
Hydrogène . .	4,92	4. . . .	24,96
	100,00	poids at.	507,61

II. PROPRIÉTÉS DE L'ACIDE.

100 parties neutralisent une quantité d'oxide qui contient 6,67 d'oxigène.

Il est en belles aiguilles blanches brillantes quand il a été sublimé avec soin.

Il se volatilise presque complètement.

Il est bien plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

Il faut, pour en dissoudre 1 partie, 12 parties d'eau bouillante, et 200 au moins d'eau à 16°.

Cette solution rougit la teinture de tournesol.

Il est très-inflammable.

III. PRÉPARATION.

On l'extrait ordinairement du benjoin, soit en le chauffant avec précaution dans un appareil sublimatoire, soit en le traitant par un lait de chaux; on obtient un benzoate calcaire soluble, que l'on décompose ensuite par l'acide hydrochlorique.

ACIDE SUBÉRIQUE.

I. COMPOSITION.

	Bussy.
Oxigène.	34,00
Carbone.	58,33
Hydrogène	7,67
	100,00

M. Bussy a fait cette analyse sur l'acide subérique qui avait été fondu, puis séché à 100°; mais il est bien probable qu'il était hydraté.

II. PROPRIÉTÉS.

D'après M. Bussy, 100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 17,71 d'oxigène.

Il est cristallisable en petites aiguilles absolument incolores.

Il est volatil.

Il a une saveur acide qui n'est pas amère.

Il tache le papier à la manière d'une graisse.

1 partie d'acide exige pour se dissoudre 30 parties d'eau à 60°, et 80 parties d'eau froide.

Il est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

III. PRÉPARATION.

On le prépare en traitant par l'acide nitrique le liége, ou, ainsi que je m'en suis assuré, les épidermes de bouleau, de cerisier, de prunier, etc., etc.

ACIDE MALIQUE.

I. COMPOSITION.

	Vauquelin.
Oxigène.	54,9
Carbone.	28,3
Hydrogène	16,8
	100,00

On voit que l'hydrogène est dans une proportion plus forte que celle qui est nécessaire pour neutraliser l'oxigène; mais il faut avouer que les propriétés de cet acide le rapprochent de ceux qui contiennent un excès d'oxigène, ainsi que M. Thénard l'a déjà fait remarquer.

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11 parties d'oxigène.

Il est cristallisable en mamelons.

Il est plus dense que l'eau.

Il a une saveur acide prononcée analogue à celle des acides citrique et tartrique.

Il est déliquescent, et par conséquent très-soluble dans l'eau; il l'est moins dans l'alcool.

L'acide nitrique le convertit en acide oxalique.

Il précipite l'acétate de plomb, mais ne précipite pas son nitrate.

Il ne trouble pas le nitrate d'argent.

Il se décompose par la distillation, et donne, entre autres produits, deux acides; l'un est liquide, et l'autre est solide : ce dernier est l'acide pyromalique.

III. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans un grand nombre de végétaux, notamment dans les pommes vertes, le suc de joubarbe, celui des fruits du sorbier, etc., etc.; il fut découvert en 1785 par Schéèle.

Il y a un assez grand nombre d'autres acides ternaires qu'on croit formés d'oxigène, de carbone et d'hydrogène, mais qui n'ont point encore été analysés. Nous allons en passer la plupart rapidement en revue.

ACIDE PYROMALIQUE.

On a donné ce nom à un acide qu'on obtient à l'état solide en faisant évaporer le produit liquide aqueux de la distillation de l'acide malique.

Cet acide cristallise en aiguilles ou en prismes.

Il se fond à 47°,5, et cristallise par le refroidissement.

1 partie exige pour se dissoudre 2 parties d'eau à 10°.

Cette solution ne précipite pas l'eau de chaux.

Il est très-soluble dans l'alcool.

5,168 de cet acide sature 1 d'oxigène dans les oxides salifiables.

Il a été aperçu par M. Braconnot, et examiné par M. Lassaigne.

ACIDE PYROTARTRIQUE.

Il est concret, il est fusible, et une partie se volatilise sans décomposition.

Il est très-soluble dans l'eau. Cette solution cristallise.

Il a été découvert par Rose.

ACIDE MÉCONIQUE.

Cet acide a été découvert par M. Sertuerner dans l'extrait d'opium.

Il cristallise en aiguilles ou en lames carrées, ou en petits octaèdres disposés en végétation.

Il est fusible à 125°, et sublimable ensuite.

Il est très-soluble dans l'alcool et l'eau.

Il ne précipite pas les eaux de chaux et de baryte.

Il développe une belle couleur rouge avec la dissolution de peroxide de fer.

ACIDE IGASURIQUE.

MM. Pelletier et Caventou ont donné ce nom à un acide qu'ils croient nouveau, et qu'ils ont trouvé dans la fève de Saint-Ignace, où il est uni à la strichnine.

Cet acide cristallise.

Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool.

L'igasurate d'ammoniaque, versé dans un sel de cuivre, le fait passer au vert, et peu à peu il se dépose un sel d'un blanc verdâtre.

ACIDE PECTIQUE.

M. Braconnot a extrait cet acide, qui possède plusieurs propriétés remarquables, d'un assez grand nombre de substances, telles que les tubercules de dahlia et de topinambour, le navet, la carotte, la racine de scorsonère, les couches qui se trouvent immédiatement sous l'écorce colorée des arbres, les fruits et les graines, les tiges et les feuilles des plantes herbacées.

Son caractère principal est de former avec l'eau une gelée incolore, inodore, légèrement acide au papier de tournesol.

Il ne se dissout dans l'eau, même bouillante, qu'en petite quantité; la solution faite à chaud ne se trouble pas par le refroidissement, mais l'acide se sépare en gelée si on y ajoute un acide, du sucre, de l'alcool ou un sel quelconque.

L'acide nitrique le décompose en acides sacholactique et oxalique.

33 parties d'acide pectique neutralisent 1 partie d'oxigène dans les oxides salifiables.

M. Braconnot prescrit, pour le préparer, de traiter par de l'eau aiguisée de potasse le marc de carotte dont on a séparé le suc, et qu'on a ensuite lavé; il se forme un pectate soluble qu'on passe dans une toile; on le précipite par de l'hydrochlorate de chaux très-étendu; le pectate de chaux est lavé, puis décomposé par de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique, qui dissout la chaux et un peu d'amidon.

ACIDE MORIQUE.

Klaproth, en 1803, a retiré d'un sel calcaire recueilli sur l'écorce du mûrier blanc un acide cristallisable en aiguilles blanches, en partie volatil sans altération et très-soluble dans l'eau et l'alcool.

ACIDE MELLITIQUE.

Klaproth l'a extrait de la *pierre de miel*, où il est uni à de l'alumine.

Il cristallise en petits prismes durs ou en aiguilles fines.

Il n'est pas très-soluble dans l'eau.

Il précipite les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, l'acétate de plomb et le nitrate de mercure.

Il forme un surmellitate de potasse peu soluble qui se distingue du bioxalate de potasse par la propriété de précipiter l'alun.

ACIDE KINIQUE.

Il cristallise difficilement en lames.

Il est décomposable par l'action de la chaleur.

Il est soluble dans l'eau.

Il ne précipite pas les nitrates d'argent, de mercure et de plomb, ni l'eau de chaux.

On ne l'a trouvé jusqu'à présent qu'à l'état de kinate de chaux dans les quinquinas. Une fois qu'on a ce sel, on le décompose par l'acide oxalique.

ACIDE LACCIQUE.

M. John a retiré cet acide de la laque en bâton; il a traité celle-ci par l'eau; il a évaporé le liquide à sec, a traité le résidu par l'alcool. L'extrait alcoolique a été traité par l'éther; le résidu de cette dissolution, évaporée à sec, l'a été par l'alcool, et la solution qui en est résultée a été mêlée avec de l'eau pour en séparer de la résine. L'eau retient l'acide laccique uni à un peu de potasse et de chaux. Au moyen de l'acétate de plomb, on obtient un laccate insoluble, qu'on décompose ensuite par l'acide sulfurique.

Il cristallise.

Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

La solution aqueuse précipite les sels de peroxide de fer; elle ne trouble pas l'eau de chaux.

ACIDE CAMPHORIQUE.

Kosegarten observa en 1785 que l'acide nitrique, en réagissant à chaud sur le camphre,

produit un acide particulier que l'on a appelé *camphorique*.

Il cristallise en petits grains qui se disposent en barbes de plumes.

Il est en partie volatil sans éprouver de décomposition.

Il faut pour le dissoudre 10 parties d'eau bouillante et 100 parties d'eau à 19°.

Il paraît soluble en toutes proportions dans l'alcool bouillant.

ACIDE HIRCIQUE.

J'ai donné ce nom à un acide que j'ai retiré du savon de suif de mouton et de bouc.

Cet acide a l'odeur du bouc. Il est analogue aux acides phocénique, butirique, etc.

ACIDE CHOLESTÉRIQUE.

MM. Pelletier et Caventou ont considéré la matière qu'on obtient en faisant réagir l'acide nitrique sur la cholestérine comme un acide particulier.

Cette matière est en effet acide au tournesol; elle s'unit aux bases salifiables. Mais on n'a pas fait assez d'expériences pour qu'on puisse la considérer définitivement comme un principe immédiat pur.

ACIDE SÉBACIQUE.

M. Thénard a obtenu cet acide en traitant par l'eau chaude le produit de la distillation des graisses formées d'oléine et de stéarine. L'acide sébacique est dissous. On peut l'obtenir cristallisé en faisant évaporer l'eau de lavage.

Cet acide est fusible, peu soluble dans l'eau froide : il l'est davantage dans l'alcool.

Sa solution précipite l'acétate et le nitrate de plomb; l'acétate et le nitrate de protoxide de mercure; le nitrate d'argent.

ACIDE ROSACIQUE.

M. Proust a parlé le premier de cet acide, et l'a considéré comme le principe colorant rouge des urines que rendent les personnes attaquées de fièvres nerveuses ou intermittentes. Il a été

examiné par M. Vauquelin et M. Vogel de Munich.

Suivant M. Vauquelin, il ne contient pas d'azote.

ACIDES TERNAIRES FORMÉS DE { *Oxigène, Azote, Carbone.*

ACIDE CARBAZOTIQUE (*amer de Welter; amer au maximum de Chevreul*).

I. COMPOSITION.

	Liebig.	en atomes.	
Oxigène	47,205	15	1500,0
Azote.	16,714	6	531,0
Carbone	36,081	15	1146,5
	100,000	poids at.	3177,5

Compositions équivalentes :

	atomes.
Acide nitrique.	3.
Carbone	15.
Oxide de carbone.	15.
Azote	6.

M. Liebig, auteur de cette analyse, n'admet pas d'eau d'hydratation dans l'acide carbazoti-

que qui a été séché à 100°. Si cette opinion est vraie, il est bien étonnant qu'un acide aussi énergique, soluble dans l'eau, cristallise au milieu de ce liquide sans en retenir en combinaison, ou sans former avec une portion un composé stable à 100°.

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,265 d'oxigène.

Il est sous la forme d'aiguilles ou de lames d'un blanc tirant sur le jaune paille.

Lorsqu'on le chauffe, une partie se sublime sans décomposition; l'autre se réduit en acide carbonique, en acide hydrocyanique ou cyanogène, en gaz nitreux, et peut-être en acide nitreux, en gaz hydrogène carboné et en gaz azote. Si l'acide carbazotique est anhydre, il faut que celui qui nous a donné les résultats précédens n'ait pas été complètement desséché.

Il est remarquable par une amertume extrême.

Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Il précipite la gélatine.

Il forme des combinaisons solubles avec les eaux de chaux, de strontiane et de baryte.

Il en forme une très-peu soluble avec la

potasse ; c'est pourquoi celle-ci précipite sa solution en petites aiguilles d'un jaune d'or.

Quand on concentre de l'acide carbazotique avec une solution de nitrate de potasse et de chlorure de potassium, on obtient du carbazotate de potasse.

Tous les carbazotates sont plus ou moins détonnans.

III. PRÉPARATION.

Il est un des résultats de la réaction de l'acide nitrique sur la soie, l'indigo, etc. Je ne parlerai de sa préparation qu'en traitant de l'indigo.

IV. HISTOIRE.

Il a été découvert par M. Welter, examiné par moi en 1809, et examiné en 1827 et 1828 par M. Lieibig et par M. Vöhler.

ACIDE INDIGOTIQUE (Buff) (*amer au minimum de Chevreul*).

I. COMPOSITION.

	atomes (Buff).
Oxigène.	10
Azote	2
Carbone.	15

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,23 ou 3,104 d'oxigène.

Cet acide peut être obtenu en aiguilles blanches.

Lorsqu'on le chauffe, une partie se sublime sans altération; l'autre laisse un charbon qui fuse légèrement; il se développe beaucoup d'acide carbonique et du gaz azote.

Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. La solution est légèrement colorée; elle a pour propriété caractéristique de colorer les sels de peroxide de fer en un beau rouge.

L'acide nitrique à 40°, bouilli avec lui, le convertit en acide carbazotique.

Il forme des combinaisons avec les oxides salifiables qui fusent sans détonner.

III. PRÉPARATION.

Il se produit quand on soumet l'indigo à l'action de l'acide nitrique. Je parlerai de sa préparation en traitant de l'indigo.

IV. HISTOIRE.

Cet acide fut aperçu par MM. Fourcroy et

Vauquelin, mais ils le prirent pour de l'acide benzoïque.

En 1809, je démontrai l'existence de ce corps comme *espèce;* je le caractérisai par la propriété de former avec le peroxide de fer une matière rouge; par celle de produire de l'acide carbazotique avec l'acide nitrique, je pensai que l'acide nitrique ou nitreux était un des principes immédiats de cet acide et du précédent.

Le docteur Buff l'examina en 1828; il confirma l'existence de cet acide comme corps particulier, et lui donna le nom d'acide indigotique, mais il n'admit pas l'existence de l'acide nitrique dans sa composition.

ACIDES QUATERNAIRES FORMÉS DE { *Oxigène, Azote, Carbone, Hydrogène.*

ACIDE URIQUE.

I. COMPOSITION.

	Bérard.
Oxigène.	18,89
Azote	39,16
Carbone.	33,61
Hydrogène	8,34
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est probable qu'il n'a été étudié qu'à l'état d'hydrate.

Il est en poudre ou en très-petits cristaux incolores.

Il est insoluble dans l'alcool.

Il faut, pour en dissoudre 1 partie, 1150 parties d'eau bouillante, et 1720 parties d'eau froide; la solution rougit la teinture de tournesol.

Il a la propriété remarquable de développer, par la réaction de l'acide nitrique chaud, une belle couleur due à une matière particulière rouge; il se forme en même temps un acide qu'on a appelé *purpurique*.

Soumis à la distillation, il donne de l'hydrocyanate et du sous-carbonate d'ammoniaque et d'autres produits, parmi lesquels on remarque un acide particulier appelé *pyrurique*, dont une partie est à l'état de sur-sel.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en traitant un calcul d'acide urique par la potasse, filtrant et précipitant la solution par l'acide hydrochlorique. L'acide urique doit être lavé avec de l'eau froide.

ACIDE PURPURIQUE.

I. COMPOSITION.

	Vauquelin.
Oxigène.	29,34
Azote	16,04
Carbone.	37,34
Hydrogène	17,22
	99,94

On avait cru que cet acide était essentiellement coloré en pourpre; de là le nom de *purpurique*, que M. Prout lui a donné; mais M. Vauquelin a démontré qu'à l'état de pureté il est sans couleur.

III. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise difficilement.

Il est très-soluble dans l'eau.

Il sature très-bien les bases salifiables.

ACIDE PYRURIQUE.

I. COMPOSITION.

	Chevallier et Lassaigne.
Oxigène	44,32
Azote	16,84
Carbone	28,29
Hydrogène	10,00
	99,45

II. PROPRIÉTÉS.

33,63 de cet acide neutralisent 1 d'oxigène dans les oxides salifiables.

Il est cristallisable en petites aiguilles et volatil.

Il exige 40 parties d'eau froide pour se dissoudre.

ACIDE AMNIOTIQUE ou ALLANTOÏQUE.

I. COMPOSITION.

Oxigène	32,00
Azote	25,24
Carbone	28,15
Hydrogène	14,50
	99,89

II. NOMENCLATURE.

MM. Buniva et Vauquelin ont découvert cet acide dans un liquide qu'on leur avait remis comme étant l'eau de l'amnios de la vache; M. Lassaigne pense qu'il y avait eu erreur, car ayant repris l'examen de ce liquide, et l'ayant fait comparativement avec celui de l'eau de l'allantoïde du même animal, il n'a pas trouvé l'acide amniotique dans le premier, mais bien dans le second. Il a proposé, en conséquence, de substituer le nom d'allantoïque à celui d'amniotique.

III. PROPRIÉTÉ.

Cet acide est solide, cristallisable en aiguilles.

Il est peu soluble dans l'eau et l'alcool à froid, mais il s'y dissout très-bien à chaud.

SECTION II.

ASES SALIFIABLES.

Aucune base salifiable de cette section n'est utile en teinture; mais, à cause de leur analogie de composition avec les principes colorans d'origine organique formés d'oxigène, d'azote, de carbone et d'hydrogène, le teinturier ne doit point ignorer que ces élémens, unis sous l'influence de la vie, peuvent donner naissance à des corps qui sont doués à un degré remarquable de la propriété de réagir comme alcalis sur la teinture de violette, sur l'hématine, le tournesol rougi, et sur les acides avec lesquels ils forment de véritables sels.

On compte aujourd'hui au moins 7 bases salifiables organiques, savoir :

La Morphine,
La Brucine,
La Strychnine,
La Vératrine,
La Cinchonine,
La Quinine,
La Delphine.

Plusieurs personnes y ajoutent :

L'Émétine,
La Caféine,
La Picrotoxine.

MORPHINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène	14,84
Azote	5,53
Carbone.	72,02
Hydrogène	7,61
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de morphine neutralisent 12,465 d'acide sulfurique.

Elle cristallise en aiguilles ou en prismes à quatre pans tronqués obliquement.

Exposée à la chaleur, elle se fond en un liquide qui se prend par le refroidissement en aiguilles radiées.

Elle est très-peu soluble dans l'eau, même bouillante.

Elle se dissout très-bien dans l'alcool.

L'acide sulfurique concentré la réduit en charbon.

L'acide nitrique concentré, en la décomposant, la colore en rouge de sang.

Les acides étendus s'y combinent; le sulfurique, le nitrique, l'hydrochlorique, forment avec elle des sels solubles très-amers.

Elle se décompose à la distillation, et donne des produits ammoniacaux.

Elle est très-délétère.

III. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans l'opium uni à l'acide méconique, suivant MM. Sertuerner et Robiquet, et à l'acide sulfurique, suivant M. Dupuy.

IV. PRÉPARATION.

On traite l'extrait d'opium par $\frac{1}{50}$ de magnésie au milieu de l'eau; on filtre la liqueur. Après avoir lavé la matière insoluble avec l'eau froide, on la traite d'abord par l'alcool faible et chaud, qui dissout une quantité notable de narcotine, ensuite par l'alcool bouillant, qui dissout la morphine. Celle-ci cristallise par le refroidissement de la liqueur en grande partie avec un peu de narcotine, mais en traitant les cristaux

par l'éther froid, on dissout celle-ci, et la morphine est alors assez pure.

V. HISTOIRE.

Elle fut découverte en 1805, par M. Sertuerner.

BRUCINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène	11,21
Azote	7,22
Carbone	75,04
Hydrogène	6,52
	99,99

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de brucine neutralisent 9,697 d'acide sulfurique.

On l'a étudiée à l'état d'un hydrate formé de

Eau	21,66
Brucine	100,00

L'hydrate de brucine est cristallisable en feuillets nacrés ou en prismes obliques à bases de parallélogrammes.

Au feu, il perd son eau, puis se décompose.

L'hydrate de brucine a une saveur très-amère.

Il se dissout dans 500 parties d'eau bouillante, et 800 d'eau froide.

Il est soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'éther.

Il devient violet par le contact du brôme.

L'acide nitrique concentré le colore en rouge de sang comme la morphine; mais le protochlorure d'étain précipite la liqueur rouge de morphine en brun sale, tandis qu'il développe une couleur violette avec celle de brucine.

L'acétate de brucine ne cristallise pas; en cela il diffère de celui de morphine.

L'hydrate de brucine est délétère.

III. HISTOIRE.

La brucine a été découverte par MM. Pelletier et Caventou, dans l'écorce de la fausse Angusture, puis retrouvée par eux dans la fève de Saint-Ignace et la noix vomique.

STRYCHNINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène	6,38
Azote	8,92
Carbone	78,22
Hydrogène	6,54
	100,06

100 parties de strychnine neutralisent 10,486 d'acide sulfurique.

II. PROPRIÉTÉS.

On l'obtient en cristaux presque microscopiques qui paraissent être des prismes à quatre pans terminés par des pyramides à faces surabaissées.

Il faut pour la dissoudre plus de 6000 parties d'eau à 10°, et 2500 parties d'eau bouillante.

Ses sels sont pour la plupart solubles et cristallisables.

Elle a une amertume si prononcée qu'elle l'a communique à 600000 p. d'eau.

Elle est très-délétère. Elle agit sur les ani-

maux à la manière de la brucine; mais pour produire le même effet que cette dernière, il en faut douze fois moins.

III. HISTOIRE.

MM. Pelletier et Caventou l'ont découverte dans la fève de Saint-Ignace, la noix vomique, le bois de couleuvre, dans l'upas tieuté. Elle se trouve souvent associée à la brucine.

VERATRINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigene	19,60
Azote	5,04
Carbone	66,75
Hydrogène	8,54
	99,93

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties de vératrine neutralisent 6,646 d'acide sulfurique.

Elle est pulvérulente, sans couleur, fusible à 50°.

Elle est presque insoluble dans l'eau froide;

elle se dissout dans 1000 parties d'eau bouillante.

Elle est très-soluble dans l'alcool, et un peu moins dans l'éther.

Elle neutralise les acides quand elle est employée en excès, et qu'il n'y a pas trop d'eau, car alors ses dissolutions sont acides. Excepté son sursulfate, qui semble disposé à cristalliser, tous ses autres sels prennent l'aspect de la gomme quand on fait évaporer leur solution.

Elle est d'une âcreté extrême. Appliquée sur la membrane pituitaire, elle détermine des éternumens violens. Quelques grains, ingérés dans l'estomac, causent des vomissemens qui peuvent être suivis de la mort.

III. HISTOIRE.

MM. Pelletier et Caventou l'ont trouvée dans la graine de cévadille, dans la racine d'hellébore blanc, dans celle du colchique d'automne.

CINCHONINE.

I. COMPOSITION.

	Dumas et Pelletier.
Oxigène	7,79
Azote	9,02
Carbone	76,97
Hydrogène	6,22
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties neutralisent 13,021 parties d'acide sulfurique.

Elle est cristalline et incolore.

Exposée à la chaleur, une partie se volatilise, et l'autre s'altère.

Elle est pour ainsi dire insoluble dans l'eau froide; elle exige 2500 parties de ce liquide bouillant pour se dissoudre.

Elle est très-peu soluble dans l'éther.

Elle l'est davantage dans l'alcool.

Elle forme des sels neutres avec la plupart des acides.

Elle a la saveur amère et styptique du quinquina.

Le sulfate de cinchonine est très-précieux pour arrêter les fièvres aiguës et périodiques. On l'administre à la dose de 6 à 8 grains par jour.

III. HISTOIRE.

Elle a été découverte par M. Duncan, d'Edimbourg. M. Gomés, de Lisbonne, l'a décrite sous le nom de cinchonin. Enfin M. Houton-Labillardière, puis MM. Pelletier et Caventou ont reconnu son alcalinité.

Elle se trouve dans les quinquinas, surtout dans le *cinchona condaminea*.

QUININE.

I. COMPOSITION.

Oxigène	10,43
Azote.	8,45
Carbone.	75,02
Hydrogène	6,66
	100,56

II. PROPRIÉTÉS.

100 parties neutralisent 10,9147 d'acide sulfurique.

Elle cristallise, mais difficilement. En cela elle diffère de la cinchonine, qui cristallise facilement.

Elle est presque insoluble dans l'eau.

L'alcool la dissout très-bien.

L'éther la dissout.

Elle forme des sels neutres avec les acides. Son suracétate cristallise en aiguilles nacrées. A cet égard, elle diffère de la cinchonine, dont le suracétate se prend en une masse gommeuse.

Exposée à la chaleur, elle se fond, puis se décompose entièrement. En cela elle diffère encore de la cinchonine, qui ne se fond pas, et qui se sublime en partie sans altération.

Le sulfate de quinine est surtout utile pour arrêter les fièvres intermittentes.

III. HISTOIRE.

La quinine a été découverte dans les quinquinas par MM. Pelletier et Caventou. Elle est plus abondante dans le quinquina jaune que dans tout autre.

DELPHINE.

La delphine a été décrite par MM. Lassaigne et Feneulle, comme une base alcaline particulière qui se trouve dans la semence de staphisaigre.

Elle est pulvérulente, très-soluble dans l'alcool et l'éther, et très peu dans l'eau; fusible avant de s'altérer; 100 parties ne neutralisent que 3,129 d'acide sulfurique.

SOLANINE. — ATROPINE.

La solanine, indiquée par M. Desfosses dans les baies de la morelle, n'a pas été suffisamment étudiée pour que nous en parlions.

Il en est de même de l'atropine, indiquée par M. Runge dans la belladone.

On a encore compté parmi les bases salifiables

1° L'ÉMÉTINE, principe actif de l'ipécacuanha, qui est fusible de 45 à 48°, incolore, peu solu-

ble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'éther.

Si elle s'unit aux acides, elle n'en neutralise pas les propriétés.

L'azote est un de ses élémens. Elle a été découverte par MM. Pelletier et Magendie.

2° La DAPHNINE, découverte par M. Vauquelin dans le daphne.

3° La PICROTOXINE, découverte par M. Boullai dans les coques du Levant.

4° La CAFÉINE, découverte par M. Robiquet dans le café; elle est volatile, très-soluble dans l'eau, cristallisant facilement en longues aiguilles soyeuses et blanches.

Mais les propriétés alcalines de ces quatre substances ne sont pas reconnues par tous les chimistes.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

QUATRIÈME DIVISION.

DES SELS PROPREMENT DITS.

VINGT-UNIÈME LEÇON.

GÉNÉRALITÉS.

§ Ier.

DÉFINITION DU MOT *SEL*.

A. *Par les anciens.*

Les anciens chimistes donnaient le nom de sel *à toute matière soluble dans l'eau*, *sapide*, *ayant une pesanteur*, *une fixité et une solidité moyennes entre celles de la terre et de l'eau.* Cette définition avait plusieurs inconvéniens graves : elle réunissait dans la même classe des corps acides, alcalins et neutres, tels que les acides sulfurique, nitrique, les protoxides de potassium, de sodium, les chlorures de ces métaux ; elle réunissait en outre des matières d'une composition plus complexe que celle des corps que je viens de nommer, telles que les sulfates, les nitrates de potasse, de soude, etc. ; enfin des composés tels que le sucre, le sucre de lait.

Ajoutons que lorsque la solubilité dans l'eau, la sapidité, etc., n'étaient pas très-marquées, il devenait souvent impossible de prononcer si tel corps était assez soluble, assez sapide, etc., pour être considéré comme un sel.

B. *Par l'école de Lavoisier.*

Les chimistes de l'école de Lavoisier, en définissant les sels *des composés d'un acide et d'une base salifiable dans lesquels les propriétés caractéristiques de l'acide et de la base sont plus ou moins neutralisées,* ont été plus conséquens aux principes de la méthode, car les acides et les bases salifiables une fois reconnus, il ne peut plus y avoir d'incertitude dans l'application de la définition à un composé donné, puisqu'il s'agit de savoir si ce composé est ou n'est pas le résultat de l'union d'un acide avec une base salifiable.

Malheureusement la limite qui sépare les acides des corps qui ne rougissent pas le tournesol, et qui ont cependant de l'affinité pour les alcalis, n'étant pas plus établie d'une manière rationnelle que celle qui sépare les bases salifiables des corps neutres (1re *leçon, pag.* 35), il y aura toujours de l'incertitude lorsqu'il s'agira

d'appliquer la définition précédente à des composés dont un au moins des principes immédiats n'est pas décidément acide ou décidément alcalin.

Quoi qu'il en soit, pour ne pas exagérer les difficultés du sujet, et pour satisfaire en même temps aux modifications apportées par les observations nouvelles aux théories de Lavoisier, je consacrerai exclusivement cette quatrième division de la première partie de mon cours *aux sels proprement dits,* que j'examinerai dans trois sous-divisions.

Première sous-division. — Composés formés d'un acide et d'un oxide salifiable.

Deuxième sous-division. — Composés formés d'un acide et d'ammoniaque.

Troisième sous-division. — Composés formés d'un acide et d'une base salifiable appartenant à la troisième division.

J'examinerai dans la cinquième division les composés qui paraissent avoir une composition analogue à celle des sels, c'est-à-dire qui paraissent formés d'un corps composé faisant fonction d'acide ou de principe électro-négatif, et d'un corps composé faisant fonction d'alcali ou de principe électro-positif.

§ II.

NEUTRALITÉ DES SELS.

En traitant de la nomenclature chimique, je vous ai dit que pour nommer un sel on a égard à la nature spécifique de l'acide, à la nature spécifique de la base, et enfin à la proportion de l'acide à la base. Je vous ai dit que tous les sels qui ont un acide commun font un genre dont le nom, tiré de celui de l'acide, est terminé en *ate* ou en *ite*, suivant que le nom de l'acide a la terminaison *ique* ou *eux;* et qu'en ajoutant au nom générique celui de la base, on a le nom spécifique de la combinaison qu'on regarde comme la plus *neutre* que cet acide et cette base sont susceptibles de former par leur union mutuelle, c'est-à-dire comme celle qui manifeste le moins possible les propriétés caractéristiques de ses principes immédiats. La proportion d'acide et d'alcali qui constitue un *sel neutre* étant déterminée, il est toujours aisé d'appliquer la dénomination par laquelle on distingue *les sels avec excès d'acide* et *les sels avec excès de base*. Par conséquent, la chose importante est de savoir reconnaître lorsqu'un acide s'unit

à une base en plusieurs proportions, celle qui constitue la combinaison la plus neutre possible (Tom. 1, 2e *leçon*, *pag.* 23).

Idée qu'on doit se faire de la neutralité.

Nous savons que l'acide sulfurique rougit la couleur des violettes, l'hématine; nous savons que la potasse verdit la couleur des violettes, bleuit l'hématine, ainsi que le tournesol préalablement rougi par un acide.

Que l'on verse de l'acide sulfurique faible dans une quantité donnée d'eau de potasse avec les précautions convenables, et l'on obtiendra un sulfate qui n'aura plus d'action sensible sur les réactifs colorés que je viens de nommer pour en changer la couleur; il sera donc *neutre* relativement à ces réactifs.

Maintenant quelle idée nous ferons-nous de la *neutralité*, d'après ces résultats?

Si nous nous rappelons que les propriétés des corps, telles que la saveur, l'odeur, la couleur, etc., etc., sont changées, ou singulièrement modifiées par le fait de leur combinaison, il sera tout simple que le principe colorant bleu des violettes et l'hématine passent au rouge par leur combinaison avec l'acide sulfurique, et au

vert et au bleu par leur combinaison avec la potasse.

D'après cela, il est visible que si le sulfate de potasse ne réagit plus sur la couleur des violettes et l'hématine comme le faisaient l'acide sulfurique et la potasse avant leur combinaison, cela tient à ce que ces deux corps ont une affinité mutuelle assez forte pour que les principes colorans ne puissent se combiner à aucun des deux en particulier de manière à former des combinaisons d'une autre couleur que celle des principes colorans à l'état de pureté.

On conçoit maintenant qu'un corps composé absolument neutre serait celui dont les principes ne seraient plus susceptibles de s'unir avec les corps auxquels ils se combinaient avant leur union mutuelle.

Or la neutralité, considérée ainsi d'une manière absolue, ne peut jamais s'observer.

Car il n'y a pas de corps composé connu dont les principes ne soient susceptibles de se séparer pour s'unir avec d'autres corps.

Il est donc impossible que les principes colorans employés pour reconnaître la neutralité des combinaisons salines donnent d'autres indications que des indications relatives.

Si nous revenons à la neutralité du sulfate de potasse déterminée au moyen de la couleur des violettes et de l'hématine, nous verrons qu'elle est relative à l'affinité de ces principes colorans; car s'il en existait d'assez énergiques pour attirer l'acide sulfurique plus fortement que ne le fait la potasse, le sulfate paraîtrait acide à ces réactifs, tandis qu'il serait au contraire alcalin par rapport à un principe colorant qui attirerait sa base plus fortement que ne le fait l'acide sulfurique.

A la vérité, nous ne connaissons aucun principe colorant qui soit dans ce cas : s'il en existait, nul doute qu'ils ne fussent eux-mêmes des alcalis ou des acides puissans. Les principes colorans actuellement connus sont à peu près neutres à l'égard des acides et des alcalis énergiques; aussi, dans leurs combinaisons avec les premiers de ces corps, nous les considérerons comme faisant fonction de base salifiable; tandis que dans leurs combinaisons avec les seconds, nous les considérerons comme faisant fonction d'acide.

Pour compléter ce que je crois utile de dire relativement à la manière dont on doit procéder pour déterminer la neutralité des sels par

des réactifs colorés, je vais exposer les conditions que doivent réunir les principes colorans les plus propres à faire cette détermination.

Il est évident qu'ils doivent avoir la plus grande disposition à éprouver aisément un changement sensible dans leur couleur de la part des acides et des bases salifiables, sans avoir cependant une affinité assez forte pour dénaturer le sel dont on veut constater la neutralité.

S'il est aisé de réaliser ces conditions, lorsqu'il s'agit de sels formés d'un acide et d'une base énergiques, il n'en est plus de même pour les sels solubles qui ont pour principe un acide ou une base salifiable peu énergique et insoluble dans l'eau; et il y a tel sel qui est acide à un réactif coloré, tandis qu'il est alcalin à un autre. Par exemple, un papier de tournesol, plongé dans une solution d'acétate de plomb, indiquera un excès d'acide, par la raison que l'alcali qui est uni à la matière rouge du tournesol sera enlevé par l'acide acétique d'une portion de l'acétate; d'un autre côté, l'hématine, versée dans la même solution, y développera une couleur bleue, indice d'un excès de base, et qui appartient à un composé

insoluble d'hématine et de protoxide de plomb. Ce dernier résultat s'expliquera aisément si l'on prend en considération, et l'affinité de l'hématine pour l'oxide de plomb, et l'insolubilité de celui-ci dans l'eau. En effet, quoique l'hématine puisse être considérée comme faisant fonction d'acide relativement à l'oxide de plomb, et que son acidité soit réellement bien plus faible que celle de l'acide acétique, cependant sa faible acidité concourant avec l'insolubilité de l'oxide de plomb, composent une force supérieure à celle qui tient cet oxide en dissolution dans l'eau par l'intermède de l'acide acétique.

Vous voyez donc

1° *Que les réactifs colorés ne peuvent donner que des indications relatives, et non absolues, sur le point de neutralité des sels ;*

2° *Que pour déterminer ce point, il faut choisir les principes colorans les plus sensibles à l'action des acides et des bases salifiables, qui aient l'affinité la plus faible pour ces corps, et le moins de disposition à former avec eux des composés insolubles ;*

3° *Que les indications des réactifs colorés, quoique relatives, n'auront quelque certitude*

que dans les cas où les principes immédiats des sels seront également solubles dans l'eau.

§ III.

COMPOSITION DES SELS.

Les sels sont assujétis à des lois de composition très-simples, que je vais m'efforcer de vous présenter d'une manière élémentaire.

Si nous cherchons les poids de diverses bases salifiables nécessaires pour neutraliser aussi bien qu'il est possible 1002,32 (q) parties pondérales d'acide sulfurique, nous trouverons qu'il faudra

429,14	parties pondérales	d'ammoniaque,	p
455,63	—	de lithine,	p'.
516,72	—	de magnésie,	p''.
712,06	—	de chaux,	p'''.
731,34	—	de soude,	p^{IV}.
1179,83	—	de potasse,	p^{V}.
1294,60	—	de strontiane,	p^{VI}.
1913,86	—	de baryte,	p^{VII}.

Si nous cherchons maintenant les quantités de divers acides nécessaires pour neutraliser 712,06 de chaux, nous trouverons qu'il en faudra

1354,52	d'acide	nitrique,	q'.
802,32	—	sulfureux,	q''.
892,30	—	phosphorique,	q'''.
692,30	—	phosphoreux,	q^{IV}.
1414,77	—	arsénique,	q^{V}.
1240,77	—	arsénieux,	q^{VI}.
1106,12	—	carbonique,	q^{VII}.

Nous trouverons en outre que ces quantités d'acide seront celles qui conviennent à la neutralisation des quantités pondérales d'une des bases quelconques du premier tableau.

En généralisant ces résultats, nous aurons la loi suivante :

Première loi. — *Si p, p', p'', p''', etc., représentent les poids d'une série de bases salifiables capables de neutraliser un poids q d'un certain acide; si q', q'', q''', etc., représentent les poids d'une série d'acides capables de neutraliser p, ils représentent pareillement ceux qui sont capables de neutraliser p', p'', p''', etc.*

Plusieurs savans ayant cru qu'il y aurait de l'inconvénient à employer dans la langue chimique le mot *atome*, qui suppose une chose qui n'est pas démontrée, ont préféré l'expression de *proportions*, d'*équivalens chimiques*, qui indique simplement les rapports numériques des quantités pondérales suivant lesquelles les corps

se combinent en un petit nombre de proportions définies. Ainsi les quantités p, p', p'', p''', etc., de la série des bases salifiables, les quantités q, q', q'', q''', etc., de la série des acides, sont des *proportions*, des *équivalens chimiques*. En effet, chaque quantité d'une série est équivalente, pour la neutralisation des sels, à une quantité quelconque de la même série.

Les principes immédiats des sels sont assujétis à la loi des combinaisons définies. Ainsi,

DEUXIÈME LOI. — *Lorsqu'un acide s'unit à une base salifiable en plusieurs proportions, c'est en un petit nombre; et ces proportions sont toujours ou presque toujours des multiples par* $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, 5, 6, 7, *etc., de la plus petite quantité d'acide.*

EXEMPLES.

Les carbonates de potasse et de soude contiennent deux fois plus d'acide que les sous-carbonates des mêmes bases.

Le sursulfate de potasse contient deux fois plus d'acide que le sulfate.

TROISIÈME LOI. — *Dans les sels formés d'un oxacide et d'un oxide binaire, l'oxigène de l'acide est toujours ou presque toujours dans un rapport très-simple avec celui de l'oxide.*

EXEMPLES.

L'acide sulfurique des sulfates de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux, etc., contient trois fois plus d'oxigène que n'en contient la base salifiable qui le neutralise.

L'acide carbonique des carbonates de potasse et de soude contient quatre fois plus d'oxigène que n'en contiennent ces alcalis.

D'après cette loi et cette observation, que dans un genre de sels où il est possible de constater la neutralité aux réactifs colorés d'un certain nombre d'espèces, ainsi qu'on peut le faire sur les genres sulfates, nitrates, par exemple, *le rapport est le même entre l'oxigène de l'acide et celui des diverses bases qui neutralisent l'acide,* on a établi en principe que toutes les espèces de sulfates dans lesquelles l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1, que toutes les espèces de nitrates dans lesquelles l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 1, seraient considérées comme sels neutres, ce rapport étant celui des sulfates et des nitrates de potasse et de soude neutres aux réactifs colorés; de sorte que les sulfates de cuivre, d'a-

lumine, de peroxide de fer, dans lesquels l'oxigène de l'acide est triple de celui de la base, sont considérés comme neutres, quoiqu'ils aient une réaction acide sur le tournesol.

Tous les sels d'un même genre, dans lesquels l'oxigène de l'acide et celui de la base sont dans un même rapport, seront dits au même état de saturation.

On voit d'après cela que la détermination de la neutralité ne présentera aucune difficulté dans les genres de sels où il est aisé de constater cette propriété par les réactifs colorés, sur les espèces à base de potasse et de soude qui appartiennent à ce genre.

Il n'en est pas de même dans les genres des sels formés d'un acide faible, comme le sont le carbonique, le borique, etc., qui ne neutralisent pas la réaction alcaline de la potasse et de la soude sur les réactifs colorés; et c'est parce qu'il y a de l'incertitude dans ce cas que M. Berzelius appelle carbonates les sels que nous appelons sous-carbonates, et bicarbonates ceux que nous appelons carbonates.

A l'égard des nombres *équivalens* et des *poids atomistiques* des acides et des bases salifiables, il y a une remarque à faire que vous

comprendrez d'après ce que je viens de dire de la neutralité des sels; c'est que dans l'ensemble des *équivalens chimiques,* établis en général sur la considération des combinaisons les plus neutres possibles, l'équivalent d'un acide sera constant pour toutes les bases salifiables, comme l'équivalent d'une base salifiable sera constant pour tous les acides. Par exemple, en exprimant l'équivalent de l'acide sulfurique par 1002,32, comme nous l'avons fait plus haut (*page* 12), le nombre équivalent du peroxide de fer sera 652,22.

Maintenant, si nous cherchons à énoncer la composition des sulfates en atomes, nous trouverons que 1002,32, exprimant le poids de deux atomes d'acide sulfurique contenant 6 atomes d'oxigène, les quantités des diverses bases qui les saturent, et que nous avons nommées ci-dessus (*page* 12), représentent le poids de l'atome de chacune de ces bases, lesquelles contiennent pour 1 atome de combustible 2 atomes d'oxigène; ces poids atomistiques peuvent donc se confondre avec les *équivalens* correspondans : mais il n'en sera plus de même du nombre exprimant le poids du peroxide de fer, que neutralisent 1002,32 d'acide sulfurique,

par la raison qu'il contient

Oxigène. . . .	200
Fer	452,22

et que ces quantités ne peuvent plus représenter en atomes la composition du peroxide de fer, qui est

	atomes.	
Oxigène. . .	3	pesant 300
Fer	1	 678,43

Dès lors, pour exprimer en atomes la composition du sulfate de peroxide de fer, il faut

3 at. acide sulfurique = { 9 oxigène, 3 soufre ;

et

1 at. peroxide de fer = { 3 oxigène, 1 fer,

car autrement on aurait des fractions d'atomes.

QUATRIÈME LOI. — Une loi, que je ne puis passer sous silence, est que *l'oxigène de l'eau de cristallisation, contenue dans un grand nombre de sels hydratés, est en rapport simple avec celui de l'acide.*

CINQUIÈME LOI. — Enfin une autre loi, non moins importante que la précédente, c'est que *la combinaison d'un oxacide avec deux oxides peut être représentée par deux sels.*

Ainsi l'alun, formé d'acide sulfurique, de potasse et d'alumine, est représenté par

2 at. de sulfate d'alumine,
1 at. de sulfate de potasse.

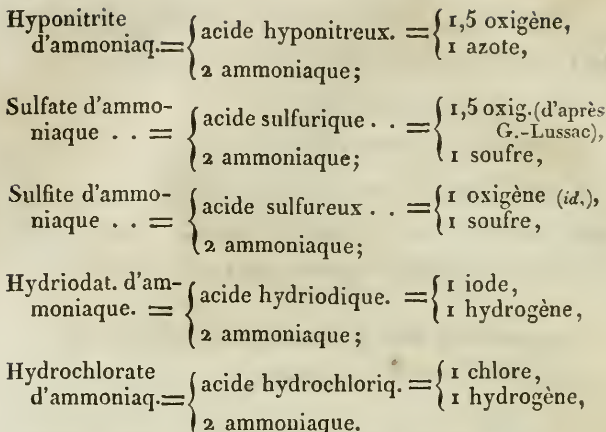
C'est d'après cette loi que les combinaisons auxquelles elle se rapporte, qui s'appelaient *sels triples*, s'appellent maintenant *sels doubles*.

COMPOSITION DES SELS DE LA DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

M. Gay-Lussac est porté à croire que les sels ammoniacaux neutres sont composés de manière que le volume du radical de leur acide étant 1, celui de l'ammoniaque est 2.

EXEMPLES.

		volumes.
Carbonate d'ammoniaque. =	2 acide carbonique. =	2 oxigène, 1 carbone,
	2 ammoniaque;	
Chlorate d'ammoniaque. =	acide chlorique . . =	2,5 oxigène, 1 chlore,
	2 ammoniaque;	
Iodate d'ammoniaque . . =	acide iodique . . . =	2,5 oxigène, 1 iode,
	2 ammoniaque;	
Nitrate d'ammoniaque . . =	acide nitrique . . . =	2,5 oxigène, 1 azote,
	2 ammoniaque;	



Hyponitrite d'ammoniaq. =	acide hyponitreux. =	1,5 oxigène, 1 azote,
	2 ammoniaque;	
Sulfate d'ammoniaque . . =	acide sulfurique . . =	1,5 oxig. (d'après G.-Lussac), 1 soufre,
	2 ammoniaque;	
Sulfite d'ammoniaque . . =	acide sulfureux . . =	1 oxigène (*id.*), 1 soufre,
	2 ammoniaque;	
Hydriodat. d'ammoniaque. =	acide hydriodique. =	1 iode, 1 hydrogène,
	2 ammoniaque;	
Hydrochlorate d'ammoniaq. =	acide hydrochloriq. =	1 chlore, 1 hydrogène,
	2 ammoniaque.	

COMPOSITION DES SELS DE LA TROISIÈME SOUS-DIVISION.

Il n'y a pas d'expression générale pour représenter la composition des sels à base d'alcalis quaternaires.

On sait, d'après les expériences de MM. Dumas et Pelletier, que le rapport de l'oxigène de l'acide à l'oxigène de la base est différent dans presque toutes les espèces de sulfates de ces alcalis, et que dans aucun il n'est de 3 à 1, comme dans les sulfates de la première sous-division.

Par exemple, l'oxigène de l'acide sulfurique qui

neutralise	la quinine :	l'oxigène de celle-ci	::	2 : 3;
—	cinchonine :	—	::	1 : 1;
—	brucine :	—	::	1 : 2;
—	strychnine :	—	::	1 : 1;
—	vératrine :	—	::	1 : 5;
—	morphine :	—	::	1 : 2.

Ils ne sont donc pas assujétis à la composition des sels à base d'oxides binaires.

§ IV.

ACTION DE LA CHALEUR SUR LES SELS.

La chaleur produit sur les sels des effets trop variés pour que nous puissions les exprimer tous d'une manière exacte dans des généralités; nous nous bornerons à parler de ses effets dans les cas où les sels ne s'altèrent pas.

Lorsque les sels sont anhydres et formés d'un acide et d'une base fixes et stables, ils éprouvent la fusion ignée, et donnent un verre, qui de transparent qu'il est à l'état liquide, devient le plus souvent opaque par le refroidissement.

Lorsque les sels sont formés d'un acide et d'une base fixes et stables, et qu'ils sont hydratés, ils perdent leur eau avant d'éprouver la fu-

sion ignée; et à ce sujet je dois vous faire remarquer que s'ils contiennent une certaine quantité d'eau, comme le sulfate, le phosphate, le sous-carbonate de soude, avant d'en abandonner aucune portion ils se fondent plus ou moins complètement dans cette même eau, et présentent alors le phénomène appelé *fusion aqueuse.*

Il n'existe guère que l'ammoniaque, parmi les bases salifiables, qui forme avec plusieurs acides volatils des sels susceptibles de se volatiliser sans altération.

§ V.

ACTION DE L'ÉLECTRICITÉ VOLTAÏQUE SUR LES SELS.

Lorsque les sels sont dissous dans l'eau, et qu'ils sont soumis à l'action d'une pile suffisamment énergique, ils se décomposent en général; et dans ce cas, leur acide se porte toujours vers le pôle positif, tandis que leur base va au pôle négatif. Mais il ne faut pas croire que l'acide et la base s'y rassemblent constamment sans éprouver d'altération; il arrive au contraire, avec beaucoup de sels métalliques, sur-

tout quand ils sont simplement humectés et non dissous, que c'est le métal réduit, et non l'oxide, qui se rassemble au pôle négatif.

§ VI.

ACTION DE L'EAU SUR LES SELS.

Les sels agissent sur l'eau, la glace et la vapeur d'eau.

A. SELS ET EAU LIQUIDE.

Phénomènes qui ont lieu par l'action mutuelle de l'eau et des sels.

Les sels anhydres susceptibles de former des hydrates solides peuvent donner lieu à un dégagement de chaleur quand on les met en contact avec l'eau.

Tel est, par exemple, le sulfate de chaux qui a été dépouillé de son eau de cristallisation par une température convenable.

Les sels qui ne sont pas susceptibles de retenir de l'eau de cristallisation, et les sels qui contiennent toute l'eau de cristallisation qu'ils sont susceptibles de retenir, produisent du froid avec l'eau pendant qu'ils s'y dissolvent. Tel est

le nitrate d'ammoniaque mêlé avec son poids de ce liquide.

L'abaissement de température tient à l'affinité du sel pour l'eau, et à la chaleur dont il a besoin pour passer de l'état solide à l'état liquide. Il est d'autant plus grand, que la dissolution est plus rapide, que le sel exige davantage de chaleur pour se fondre, et que le vase où l'on opère le mélange est plus mince; bien entendu qu'aucun des deux corps ne doit être en excès.

Dissolution des sels dans l'eau.

La solubilité des sels dans l'eau varie beaucoup; il en est, comme le sulfate de baryte, le phosphate de chaux, qui sont tout-à-fait, ou presque absolument insolubles, tandis que d'autres exigent moins que leur poids de ce liquide pour se dissoudre.

Manière de l'opérer.

On peut dissoudre les sels à froid et à chaud; et comme toutes, ou presque toutes, les dissolutions salines sont plus denses que l'eau pure, et que l'action chimique n'a lieu qu'au contact, la meilleure manière de dissoudre un sel est de

le placer dans un vase plat percé de trous ou dans un panier inaltérable par l'eau et par le sel, de submerger le vase ou le panier dans la première couche de l'eau. Par ce moyen le liquide qui est en contact avec le sel, devenant plus dense que le reste de sa masse, se précipite au fond, et est remplacé par de l'eau pure, ou de l'eau qui est moins chargée de sel que celle qui se précipite.

Lorsqu'on met le sel au fond de l'eau, il faut qu'il soit en poudre, et l'agiter presque continuellement, surtout si l'on opère à froid; autrement il se formerait une couche d'eau saturée de sel, qui se maintiendrait en vertu de sa densité au fond du vase, et qui s'opposerait ainsi à l'action des couches supérieures. Lorsqu'on opère à chaud, l'agitation est moins nécessaire, parce que les courans qui se produisent tendent à établir un mélange uniforme dans toute la masse.

On dit que l'eau est saturée d'un sel lorsqu'elle cesse d'en dissoudre.

Il y a cette différence entre la dissolution d'un sel dans l'eau et les combinaisons définies que deux corps sont susceptibles de produire par leur union mutuelle, que pour un même

degré de température vous pouvez ajouter des proportions croissantes de sel à un poids donné d'eau jusqu'au terme de saturation, et avoir ainsi autant de dissolutions différentes que vous avez de proportions différentes de sel, ce qui est le contraire de ce qu'on observe dans les combinaisons définies.

Une autre différence, c'est qu'en faisant varier la température, on fait varier le pouvoir dissolvant de l'eau. En général, les quantités de sel dissoutes croissent avec la température; cependant il est des sels qui sont beaucoup plus solubles à froid qu'à chaud. Tel est surtout le butirate de chaux, dont la solution saturée à 16°, se prend en une masse formée d'aiguilles cristallines quand on l'expose à 98° environ.

Il y a des solutions salines qui entrent en ébullition à la même température que l'eau pure; d'autres qui exigent des températures plus élevées.

Lorsque les solutions salines sont saturées à chaud, et qu'elles se refroidissent, elles laissent cristalliser plus ou moins régulièrement une partie du sel qu'elles tenaient en dissolution, si ce sel est moins soluble à froid qu'à chaud.

Elles donnent encore des cristaux qui sont en

général plus réguliers que ceux obtenus par le refroidissement, lorsqu'étant saturées à une certaine température, elles sont exposées à perdre, par une évaporation spontanée, à cette même température, une partie de leur dissolvant.

Mesure de l'affinité des sels pour l'eau.

L'affinité des sels pour l'eau est loin d'être mesurée par les quantités qui se dissolvent dans un même poids de ce liquide : ainsi ceux dont la force de solidité ou de cohésion est faible, peuvent être dissous en plus grande quantité que ne le sont des sels dont l'affinité pour l'eau est plus grande, mais qui ont une force de solidité supérieure à celle des premiers. En général, comme l'a fait observer M. Gay-Lussac, la résistance à l'ébullition que des poids égaux de divers sels apportent à un même poids d'eau exprime beaucoup mieux les affinités respectives de ces sels que ne le font les quantités respectives de divers sels qui saturent une même quantité d'eau.

B. SELS ET GLACE.

Les sels anhydres qui sont susceptibles de

cristalliser avec de l'eau peuvent dégager de la chaleur quand on les mêle avec de la glace; tandis qu'au contraire ils produisent du froid, lorsqu'étant susceptibles d'ailleurs de se dissoudre dans l'eau, on les mêle, à l'état d'hydrate, avec de la glace bien divisée.

Par exemple, un mélange de 3 parties d'hydrochlorate de chaux et de 2 parties de glace abaissent le thermomètre de zéro à — 27°,77.

C. SELS ET EAU A L'ÉTAT DE VAPEUR.

Les sels pourvus d'eau d'hydratation, une fois qu'ils l'ont perdue, absorbent l'eau à l'état de vapeur qui est répandue dans l'atmosphère; et il en est même qui peuvent être employés pour dessécher les gaz.

Cet effet est indépendant de la solubilité, car des sels peu solubles, comme le sulfate de chaux, produisent cet effet avec une énergie remarquable lorsque leurs particules n'ont pas été trop frittées par l'action de la chaleur.

Il y a des sels qui attirent l'eau avec assez de force pour l'enlever à l'atmosphère, et se résoudre en liqueur. Ils sont appelés *déliquescens*.

On sait qu'à une même température l'atmo-

sphère ou un espace vide d'air peut recevoir de la vapeur d'eau en quantités continûment croissantes depuis le terme de la sécheresse extrême jusqu'à celui de la saturation; on sait encore que l'hygromètre à cheveu est propre à indiquer le rapport de saturation de la vapeur à l'espace; qu'il marque 100° dans un espace saturé de vapeur, et zéro dans un espace complètement desséché. Maintenant, la déliquescence des sels étant due à leur affinité pour l'eau, on conçoit que, toutes choses égales d'ailleurs, plus la vapeur sera raréfiée, moins un sel aura de disposition à l'absorber; qu'en conséquence il pourra y avoir des sels qui seront déliquescens jusqu'à un certain degré de l'hygromètre, et qui cesseront de l'être au-dessous, en descendant de l'humidité extrême vers la sécheresse.

A l'humidité extrême, tous les sels solubles sont déliquescens; il faut donc bien se garder, dans les ateliers de teinture, de placer ceux qu'on veut conserver à l'état solide dans une atmosphère qui serait à 100° hygrométriques.

La température a la plus grande influence sur la déliquescence des sels; et cela est facile à concevoir, puisque l'affinité est la cause pre-

mière de ce phénomène, et qu'elle varie avec la température. Quand on parle de la déliquescence d'une substance, il faut donc noter le degré du thermomètre où elle a lieu, pour que l'observation soit complète.

S'il est vrai, ainsi que nous l'avons dit, que le terme d'ébullition d'une solution saline soit d'autant plus reculé que la matière dissoute a une plus grande affinité pour son dissolvant, il est évident qu'il y aura un rapport entre la déliquescence d'un sel à une température T et le degré d'ébullition de sa solution saturée à cette même température T : c'est aussi ce que M. Gay-Lussac a observé.

Que l'on sature de l'eau avec un sel à la température T, que l'on en prenne le terme d'ébullition, et l'on verra que si elle bout à 112° sous la pression de 0m.,760, le sel sera très-déliquescent à la température T; si elle bout de 101 à 102°, il ne le sera que très-peu; enfin si elle bout à 100°, il ne le sera pas sensiblement.

Enfin, si on mouille les parois d'une cloche de verre avec une solution saline saturée à la température T, et qu'on y renferme un hygromètre : lorsque celui-ci sera stationnaire, il est évident qu'il y aura équilibre entre l'affinité du

cheveu pour l'eau et la tendance qu'a l'eau à se séparer de la solution; par conséquent, au-dessus de ce degré, le sel sera déliquescent, et au-dessous il ne le sera pas. Par exemple, M. Gay-Lussac a vu qu'une solution de chlorure de sodium saturée à la température de 15° fait monter l'hygromètre à 90°; par conséquent, dans une atmosphère à 15° de température, le chlorure sera déliquescent si cette atmosphère est au-dessus de 90° hygrométriques, et il ne le sera pas au-dessous.

Il existe des sels qui abandonnent de l'eau par leur exposition à l'atmosphère, quand celle-ci n'est pas très-humide. Ces sels sont dits *efflorescens;* ils deviennent opaques, et il en est qui se réduisent même en poudre.

Les sels déliquescens et efflorescens contiennent toujours une forte proportion d'eau ; dans un grand nombre, elle excède la moitié de leur poids. C'est pour cette raison que le teinturier doit toujours, quand il fait usage de ces corps, tenir compte de l'eau qu'ils peuvent contenir; et cela est nécessaire surtout quand il emploie des sels tels que le sous-carbonate de soude, qui renferme 0,62 de son poids d'eau de cristallisation. Il est nécessaire, d'après cela,

dans les recettes, de dire si le sel efflorescent prescrit pour une opération doit être pris à l'état anhydre ou de cristaux.

§ VII.

ACTION DES ACIDES SUR LES SELS.

Les acides qu'on met en contact avec des sels produisent en général des phénomènes très-variés dont nous allons passer en revue les principaux, en donnant plus ou moins de développement, suivant leur importance.

PREMIER CAS.

L'ACIDE MIS EN CONTACT AVEC LE SEL EST IDENTIQUE A CELUI DU SEL.

Il peut arriver,

1° Qu'il n'y ait pas d'action; *exemple :* acide silicique et silicate de chaux à froid;

2° Qu'il y ait une simple dissolution, sans qu'on puisse dire qu'il y ait combinaison définie; *exemple :* l'acide nitrique hydraté et le nitrate de potasse;

3° Qu'il y ait production d'un sur-sel, si le sel mis en expérience était neutre ou avec excès de

base; *exemple :* l'acide sulfurique et le sulfate de potasse neutre;

4° Qu'il y ait production d'un sel neutre, si le sel mis en expérience était avec excès de base; *exemple :* l'acide carbonique et le sous-carbonate de potasse.

DEUXIÈME CAS.

L'ACIDE MIS EN CONTACT AVEC LE SEL EST DIFFÉRENT DE CELUI DU SEL.

Il peut arriver

1° Qu'il n'y ait pas d'action;

Exemple : Acide nitrique et sulfate de baryte.

2° Qu'il y ait combinaison, c'est-à-dire qu'un sel très-stable soit dissous sans décomposition par un acide beaucoup plus faible que le sien;

3° Qu'il y ait suroxidation de l'acide ou de la base sans que ces corps se séparent, du moins en totalité.

Exemples : Sulfite de baryte converti en sulfate par l'acide nitrique; sulfate de protoxide de fer converti en sulfate de peroxide par l'acide nitrique. Dans le premier exemple, la neutralité du sel ne change pas; dans le second, il y

a plus de peroxide de fer produit que l'acide sulfurique n'en peut neutraliser;

4° Qu'il y ait décomposition. Alors il pourra se faire

A. Que l'acide expulsant et la base salifiable n'éprouvent aucun changement dans leur composition;

B. Que l'acide expulsant et la base salifiable éprouvent un changement dans leur composition.

A. *L'acide expulsant et la base salifiable n'éprouvent aucun changement dans leur composition.*

Nous admettons *que lorsqu'une base alcaline est en dissolution dans un liquide en présence de deux acides dont les proportions sont telles, que chacun les neutraliserait s'il était seul, elle se partage également entre eux, sauf le cas où l'affinité de l'un de ces acides est beaucoup plus forte que celle de l'autre.*

Nous admettons, conformément à ce principe posé par Berthollet, que lorsqu'un acide en expulse un autre d'une base à laquelle il est uni pour en prendre la place, c'est, sauf l'exception précitée,

1° *Que l'acide expulsant est plus fixe ou moins expansible que l'autre; ou si les deux acides sont gazeux et peu solubles, que la proportion de l'acide expulsant est beaucoup plus forte que celle de l'autre;*

2° *Que l'acide expulsant forme avec la base un composé insoluble, ou moins soluble que l'acide expulsé;*

3° *Que l'acide expulsé est insoluble, ou peu soluble, tandis que l'acide expulsant forme avec la base un composé soluble.*

1° *Sels et acide plus fixe, ou moins expansible que le leur: ou si les deux acides sont gazeux et peu solubles, la proportion de l'acide expulsant est beaucoup plus forte que celle de l'autre.*

Premier exemple. — Si l'on met avec du carbonate de potasse dissous dans l'eau, de l'acide nitrique ou même de l'acide acétique en quantité suffisante pour en neutraliser la base, il se produit une effervescence plus ou moins grande, suivant la concentration des liqueurs et la température; l'acide carbonique est expulsé, tandis que l'acide nitrique ou acétique s'unit à l'alcali.

L'acide carbonique est gazeux sous la pres-

sion de 0m,760 et aux températures ordinaires de l'atmosphère; mais vous savez qu'à zéro il est liquide sous la pression de 36 atmosphères. Pour qu'il soit à l'état solide dans le carbonate de potasse cristallisé, et à l'état liquide dans la solution aqueuse de ce sel, il faut donc que l'alcali auquel il est uni exerce un puissant effort sur lui.

Supposons maintenant que l'on opère le mélange de l'acide nitrique et du carbonate de potasse dans une capacité où ils soient pressés à la température de zéro par 40 atmosphères au moins, l'acide carbonique ne prendra point l'état gazeux. Vu la faiblesse de l'acide carbonique sous la pression ordinaire, on pourra admettre qu'il est simplement dissous dans de l'eau qui contient en même temps du nitrate de potasse; ou, d'après le principe de Berthollet, on considérera la potasse comme neutralisée par la moitié de chacun des acides, et l'autre moitié de ces mêmes acides comme étant libre, ou à peu près, parce que nous ne connaissons pas de surnitrate ni de surcarbonate de potasse. Que les matières, au lieu d'être exposées à une pression de 40 atmosphères, ne le soient plus qu'à la pression d'une seule, et il

arrivera, conformément au principe, que la moitié (*a*) de l'acide carbonique qui est libre se dégagera, et par la même raison l'autre moitié (*b*) que nous supposons unie à la potasse. En effet, la moitié (*a*) étant dégagée, il reste la moitié (*b*) et une quantité d'acide nitrique libre qui y est équivalente; dès lors la potasse qui était neutralisée par (*b*) d'acide carbonique doit nécessairement, d'après le principe, se partager entre les deux acides; dès lors la moitié de (*b*) doit se dégager. En continuant ce raisonnement, il est évident que tout l'acide carbonique se dégagera, tandis que la totalité de la base restera unie à l'acide nitrique ou acétique.

Deuxième exemple. — L'acide sulfurique hydraté décompose le nitrate de potasse par la même raison, mais il faut élever la température; et quand on veut retirer l'acide nitrique hydraté, il faut employer deux fois plus d'acide sulfurique qu'il n'en faut pour neutraliser la potasse (Tom. I[er], 5[e] *leçon*, *pag.* 40).

Troisième exemple. — L'acide borique et l'acide silicique, qui sont très-faibles toutes les fois qu'ils agissent par la voie humide, décomposent cependant les sulfates de potasse, de

soude, etc., à une chaleur rouge, où ces sulfates n'éprouveraient pas d'altération s'ils y étaient exposés seuls. Dans cette circonstance la chaleur, en favorisant la force expansive de l'acide sulfurique, ou plutôt celle de l'acide sulfureux et de l'oxigène qui le constituent, affaiblit tellement son affinité pour la base qui lui est unie, que l'affinité de l'acide borique ou silicique détermine sans peine l'expulsion du premier.

On voit que les trois exemples sont gradués de telle sorte, que le premier présente un acide si expansible, qu'il se dégage à la température ordinaire, et qu'il peut l'être par des acides faibles; le second présente deux acides puissans, dont le plus volatil a besoin d'une température plus élevée que celle de l'atmosphère pour être dégagé; enfin le troisième présente des acides qui passent généralement pour être des plus faibles, mais qui, par leur fixité, expulsent de ses combinaisons salines l'acide sulfurique, c'est-à-dire un des acides les plus puissans.

Enfin, examinons le cas où les deux acides sont gazeux et peu solubles, mais où l'un est employé en une proportion plus forte que l'autre.

Lorsqu'un sel formé d'un acide gazeux peu

soluble est dissous dans l'eau, il pourra être déplacé par un autre acide gazeux également peu soluble qu'on fera passer dans la solution saline, conformément au principe de Berthollet.

C'est ce que j'ai démontré, par exemple, pour un courant d'acide carbonique que l'on fait passer dans une solution d'hydrosulfate de potasse. L'acide hydrosulfurique, en présence de l'acide carbonique, perd de son affinité pour la potasse; dès lors il se dégage par petites quantités qui sont entraînées avec la portion d'acide carbonique qui ne se fixe pas : bien entendu que la décomposition ne s'opère qu'autant qu'on emploie une quantité d'acide carbonique beaucoup plus grande que celle nécessaire à la saturation de la base.

En appliquant le même principe au cas où l'on ferait passer un courant d'acide hydrosulfurique dans une solution de carbonate, on aurait, suivant M. Gay-Lussac, un résultat analogue, mais il faudrait plus de temps. Et si l'on opérait avec une solution de sous-carbonate de potasse ou de soude suffisamment concentrée, il arriverait que la moitié de la base se convertirait d'abord en hydrosulfate, et qu'il se préci-

piterait ensuite du carbonate neutre peu soluble, ainsi que je l'ai observé il y a long-temps.

2° *Acide expulsant formant avec la base d'un sel soluble un sel insoluble.*

La disposition qu'a un acide de former avec la base d'un sel dissous dans l'eau un sel insoluble, peut être assez forte pour déterminer la décomposition du premier sel : c'est ainsi que l'acide sulfurique précipite la base de l'acétate de baryte en s'y unissant; mais, pour peu que le sel soit soluble, je ne dis pas dans l'eau, mais dans l'eau acidulée par l'acide expulsé, la décomposition ne sera plus complète, mais partielle. Il ne faut donc jamais perdre de vue, dans une réaction, la tendance que le nouveau sel peut avoir à rester en solution, non dans l'eau pure, mais dans la liqueur formée d'eau et de l'acide expulsé.

3° *L'acide expulsé est insoluble, ou bien moins soluble que l'acide expulsant et que le nouveau sel.*

Lorsqu'un sel formé d'un acide peu soluble ou insoluble est dissous dans l'eau, on doit considérer l'insolubilité de l'acide comme une

force opposée à la stabilité du composé dans lequel il entre; de sorte que si on ajoute à la solution un acide qui forme un sel soluble avec la base alcaline, l'affinité de cet acide pourra affaiblir assez l'affinité mutuelle de la base et de l'acide insoluble pour que celui-ci se précipite.

Premier exemple. — Acide nitrique, sulfurique, etc., versé dans une solution concentrée et chaude de borax. Il se produit un nitrate et un sulfate de soude; et par le refroidissement il se dépose de l'acide borique surhydraté.

Deuxième exemple. — A plus forte raison, les acides absolument insolubles, tels que le colombique, le silicique, seront-ils précipités des colombates, des silicates de potasse, de soude, par les acides sulfurique, nitrique, etc.

B. *L'acide expulsant et la base salifiable éprouvent un changement dans leur composition.*

Le principe que nous avons émis précédemment est aussi applicable à ces cas en général. Par exemple, on peut expliquer la décomposition du carbonate de potasse par l'acide hydrochlorique, comme nous avons expliqué

celle produite par l'acide nitrique, lorsqu'on admet que l'acide hydrochlorique agit en donnant naissance à de l'eau et à un chlorure.

§ VIII.

ACTION DES BASES SALIFIABLES SUR LES SELS.

PREMIER CAS.

UNE BASE SALIFIABLE MISE EN CONTACT AVEC UN SEL EST IDENTIQUE A CELLE DU SEL.

Il peut arriver,

1° Qu'il n'y ait pas d'action ; *exemple :* chaux et silicate de chaux à froid ;

2° Qu'il y ait une simple dissolution, sans qu'on puisse dire qu'il y ait combinaison ; *exemple :* eau de potasse et nitrate de potasse ;

3° Qu'il y ait production d'un sous-sel, si le sel mis en expérience était neutre ou avec excès d'acide ; *exemple :* nitrate de plomb neutre et protoxide de plomb ;

4° Qu'il y ait production d'un sel neutre, si le sel mis en expérience était avec excès d'acide ; *exemple :* bisulfate de potasse et potasse.

DEUXIÈME CAS.

UNE BASE SALIFIABLE MISE EN CONTACT AVEC UN SEL EST DIFFÉRENTE DE CELLE DU SEL.

Il peut arriver

1° Qu'il n'y ait pas d'action;

Exemple : Sulfate de baryte et ammoniaque;

2° Qu'il y ait combinaison ou bien une simple dissolution;

3° Qu'il y ait décomposition, alors il pourra se faire

A. Que la base expulsante et l'acide n'éprouvent aucun changement;

B. Que la base expulsante et l'acide éprouvent un changement dans leur composition.

A. *La base expulsante et l'acide n'éprouvent aucun changement dans leur composition.*

D'après la réciprocité de l'action chimique entre les corps qui se combinent, il est tout naturel d'admettre, pour la réaction de deux bases sur un acide, qui sont en dissolution dans un liquide, le principe de Berthollet sur le partage d'une base entre deux acides qui sont dans la même circonstance, sauf toujours le cas où

l'affinité de l'une des bases est beaucoup plus forte que celle de l'autre.

Nous admettons, conformément à ce principe, que lorsqu'une base en expulse une autre d'un acide auquel elle est unie pour en prendre la place, sauf l'exception précitée,

1° *Que la base expulsante est plus fixe, ou moins expansible que l'autre;*

2° *Que la base expulsante forme avec l'acide un composé insoluble, ou moins soluble que la base expulsée;*

3° *Que la base expulsée est insoluble, ou peu soluble, tandis que la base expulsante forme avec l'acide un composé soluble.*

1° *Sels et base plus fixe, ou moins expansible que la leur.*

Il n'existe que les sels ammoniacaux dans lesquels la volatilité de la base ait une influence marquée dans l'action chimique; faut-il en conclure que toutes les bases salifiables fixes décomposent les sels ammoniacaux en s'emparant de leur acide? Non certainement. La décomposition aura lieu par les bases énergiques, telles que la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie. Mais pour

la dernière base, qui est moins énergique que la chaux, il faudra aider la réaction des corps de la chaleur, de même que nous l'avons fait pour séparer l'acide nitrique du nitrate de potasse.

On se tromperait de croire que toutes les autres bases qui sont fixes et insolubles doivent à chaud décomposer les sels ammoniacaux; en effet, il est plusieurs circonstances qui paraissent s'y opposer absolument.

Il est des bases qui ne peuvent s'unir à un acide qu'à une certaine température : or, si à cette température le sel ammoniacal est volatil, soit qu'il se décompose, soit qu'il ne se décompose pas, la base n'aura aucune action sur lui. Cela explique pourquoi l'alumine calcinée, qui ne peut s'unir qu'aux acides les plus concentrés, pourra être chauffée avec un sel ammoniacal sans le décomposer.

2° *Base expulsante formant un sel insoluble avec l'acide d'un sel soluble.*

Avant d'aller plus loin, je dois observer que les oxides salifiables les plus solubles dans l'eau sont aussi les plus alcalins, lorsqu'on évalue leur énergie chimique d'après le nombre des

cas où ils exercent la *plus grande affinité élective* par la voie humide. Ainsi la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie sont, sous ce rapport, les plus alcalins de tous les oxides.

L'ammoniaque, très-soluble dans l'eau, est plus forte que toutes les autres bases salifiables, les précédentes exceptées.

Enfin les bases salifiables quaternaires paraissent avoir plus d'affinité pour les acides que les oxides binaires insolubles.

Lorsqu'une base soluble est versée dans la solution d'un sel dont la base est soluble, et dont l'acide forme un sel insoluble avec la première, la décomposition s'opère en général : c'est ce qui a lieu avec l'eau de baryte ou l'eau de strontiane qu'on verse dans le sulfate de potasse, de soude ; la potasse, la soude, sont mises en liberté, et il se précipite du sulfate de baryte ou de strontiane. Plus la nouvelle combinaison est insoluble, plus la décomposition est complète.

Ce qui limite les cas des décompositions dont nous parlons, c'est que l'insolubilité de la nouvelle combinaison n'est pas absolue, et que sa solubilité peut être augmentée encore par la

base mise à nu : dès lors les deux bases agissent sur l'acide, et la décomposition est incomplète.

3° *Base expulsée insoluble, ou bien moins soluble que la base expulsante et que le nouveau sel.*

Lorsqu'une base insoluble ou peu soluble est tenue en dissolution dans l'eau par un acide soluble, si l'on verse dans la solution une base soluble qui forme un sel soluble avec l'acide, l'insolubilité de la première base conspirera avec l'affinité de la seconde pour décomposer le sel. C'est ainsi que les bases solubles décomposent tous, ou presque tous, les sels à base d'oxides insolubles; c'est ainsi que la potasse, la soude, précipitent la baryte, la strontiane de leurs dissolutions salines; c'est encore la raison pourquoi l'ammoniaque, agissant à froid sur la solution des sels de magnésie, peut en séparer une partie, et même la totalité, suivant M. Berzelius.

B. *La base expulsante et l'acide éprouvent un changement dans leur composition.*

Nous ne dirons rien de ce cas, parce qu'il est facile à concevoir d'après ce qui précède.

§ IX.

ACTION MUTUELLE DES SELS.

Quand on mêle des sels susceptibles d'agir l'un sur l'autre, il se présente en général deux cas très-différens,

1° Les deux sels s'unissent pour former un sel double;

2° Les deux sels se décomposent.

PREMIER CAS.

DEUX SELS FORMENT UN SEL DOUBLE.

Je citerai les sels de magnésie et d'ammoniaque, le sulfate d'alumine, qui forment des sulfates doubles avec ceux de potasse, d'ammoniaque, de soude, de protoxide de fer, etc.; le sulfate de nickel, le sulfate de cobalt, qui ont une disposition analogue.

DEUXIÈME CAS.

DES SELS FORMÉS DE BASE ET D'ACIDE DIFFÉRENS SE DÉCOMPOSENT MUTUELLEMENT.

Nous considérerons

1° *L'action mutuelle des sels par la voie sèche;*

2° *L'action mutuelle des sels dissous dans un même liquide;*

3° *L'action mutuelle des sels solubles et des sels insolubles.*

1° *Action mutuelle des sels par la voie sèche.*

Lorsque deux sels de genres différens et à bases différentes sont exposés à une chaleur que nous supposons insuffisante pour dénaturer leurs bases et leurs acides, *il y aura en général décomposition mutuelle si l'acide de l'un forme avec la base de l'autre un sel plus volatil que ceux qui existent.*

C'est ainsi, par exemple, qu'en chauffant un mélange *d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sous-carbonate de chaux,* l'acide carbonique se porte sur l'ammoniaque pour former un sel très-volatil, tandis que l'acide hydrochlorique se porte sur la chaux, et donne naissance à un composé volatil, l'eau, et à un composé fixe, le chlorure de calcium.

La différence de fusibilité des sels est souvent suffisante pour déterminer des décompositions semblables.

Les sous-carbonates de potasse et de soude

décomposent par la voie sèche tous les sels insolubles.

2° *Action mutuelle des sels solubles dissous dans un même liquide.*

M. Berthollet a découvert une loi très-importante qui permet de prévoir les résultats que présenteront deux solutions salines que l'on mêlera, lorsqu'on connaîtra les solubilités respectives des sels mêlés, et celles des composés qui peuvent résulter de leur décomposition mutuelle. Cette loi est que

La décomposition mutuelle de deux sels dissous dans un liquide s'opère si l'acide de l'un d'eux forme avec la base de l'autre un composé moins soluble que les sels mélangés.

C'est ainsi que,

1° Le sulfate de soude décompose le nitrate de baryte;

2° Le sulfate d'alumine décompose l'acétate de plomb;

3° Le sous-carbonate d'ammoniaque décompose l'hydrochlorate de chaux; ce qui est l'inverse du résultat observé lorsque nous avons chauffé un mélange d'hydrochlorate d'ammoniaque et de sous-carbonate de chaux.

Cette loi est encore applicable lorsque les sels sont solubles, mais inégalement, et qu'on vient à évaporer leur solution de manière à obtenir des cristaux. *Les acides et les bases réagissent de manière à produire toujours, dans les circonstances où l'on opère, le composé le moins soluble.*

L'exemple le plus frappant de ce phénomène est la solution du sulfate de magnésie et de l'hydrochlorate de soude. Si vous la faites concentrer par l'ébullition, vous séparez du chlorure de sodium, et vous obtenez par le refroidissement du sulfate de magnésie.

Si vous faites refroidir la liqueur suffisamment concentrée, vous obtiendrez au contraire des cristaux de sulfate de soude et une eau-mère d'hydrochlorate de magnésie. De toutes les combinaisons possibles entre l'acide sulfurique, l'acide hydrochlorique, la magnésie et la soude, c'est le sulfate de soude la moins soluble dans l'eau, prise à quelques degrés au-dessus de zéro.

C'est un exemple remarquable de l'influence des circonstances pour déterminer des corps à s'unir plutôt dans un ordre que dans un autre.

3° *Action mutuelle des sels solubles et des sels insolubles.*

On peut établir en principe avec M. Dulong, *qu'il y a décomposition entre un sel insoluble et un sel soluble dans l'eau, toutes les fois que l'échange des principes immédiats de ces sels peut donner naissance à un sel insoluble dont la cohésion est plus grande que celle du premier.*

Si l'on avait une table où les sels insolubles dans l'eau seraient rangés par ordre de cohésion, il serait aisé de prévoir les cas où un sel insoluble et un sel soluble étant donnés, il y aurait décomposition réciproque. Malheureusement une pareille table n'existe pas; mais son exécution ne présenterait aucune difficulté si on procédait à une suite d'observations qui ont été indiquées par M. Dulong dans un mémoire, et sur lesquelles nous reviendrons dans un moment.

D'après l'influence que l'insolubilité exerce sur l'arrangement des acides et des bases salifiables réagissant au milieu de l'eau, il n'est pas étonnant *qu'il y ait décomposition lorsqu'un sel soluble et un sel insoluble peuvent donner naissance à deux sels insolubles.*

Il existe deux cas très-remarquables dans la

réaction des sels solubles et insolubles; c'est

1° Celui des carbonates de potasse et de soude sur les sels insolubles;

2° Celui des sels solubles de potasse et de soude sur des sous-carbonates insolubles.

Ils demandent un examen particulier, à cause de cette circonstance, qu'un des sels agissant peut être considéré comme un alcali faible.

M. Dulong a énoncé à leur sujet deux lois, que nous allons présenter successivement.

PREMIÈRE LOI. — *Lorsque des carbonates ou sous-carbonates de potasse ou de soude réagissent au milieu de l'eau bouillante sur des sels insolubles susceptibles de former des sous-carbonates insolubles, la décomposition des sous-carbonates alcalins n'est jamais complète; tandis que la décomposition du sel insoluble peut toujours l'être lorsqu'il y a un excès suffisant du sous-carbonate soluble.*

Les expériences suivantes le prouvent.

A. On met dans un ballon de verre 30 à 35 parties d'eau, 1 partie de sous-carbonate de potasse et 1 partie de sulfate de baryte réduite en poudre fine; on y ajoute des fragmens de verre, pour éviter les soubresauts, puis on fait bouillir pendant deux heures.

La liqueur étant refroidie et éclaircie, puis décantée dans un ballon où l'on a mis 2 parties de sulfate de baryte et des fragmens de verre, on fait bouillir de nouveau; enfin, en répétant encore cette opération avec de nouveau sulfate, on reconnaît qu'il y a une époque où ce sel n'éprouve aucun changement, et de plus que la liqueur contient du sulfate et du sous-carbonate de potasse, qui sont l'un à l'autre dans un rapport constant, quel que soit l'excès du sulfate de baryte qui ait été employé.

B. D'un autre côté, en tenant dans 35 à 40 parties d'eau bouillante 1 partie de sulfate de baryte avec 5 parties de sous-carbonate de potasse, le sulfate de baryte est complètement converti en sous-carbonate.

Les résultats sont les mêmes en substituant le carbonate de potasse au sous-carbonate de potasse; et cela est tout simple, puisque le premier est réduit dans l'eau bouillante à du sous-carbonate.

Ils sont encore tout-à-fait analogues avec le sous-carbonate et le carbonate de soude, sauf le rapport du sous-carbonate décomposé à celui qui ne l'est pas. Par exemple, si l'on prend deux quantités de sous-carbonate de potasse et de

soude contenant la même quantité d'acide carbonique, et si on les fait bouillir séparément sur du sulfate de baryte, on verra que la quantité de sous-carbonate de baryte obtenue sera, avec le premier, représentée par 6, tandis qu'avec le second, elle le sera par 5.

Par conséquent, l'acide carbonique restant dans la liqueur est à celui qui s'est précipité sur la base insoluble dans un rapport différent.

Ce rapport est différent pour tous les sels insolubles d'un même acide et pour tous les sels insolubles d'une même base, ou, plus généralement, pour chaque espèce de sel insoluble et pour chaque espèce de sel soluble.

Explications des décompositions des sous-carbonates de potasse et de soude par les sels insolubles.

C'est un fait démontré par Berthollet, que la potasse ou la soude caustique, bouillies avec un sel insoluble, lui enlèvent une portion de son acide; mais la décomposition s'arrête bientôt, par la raison que la proportion de la base du sel insoluble croissant, son affinité pour l'acide augmente, et il arrive un terme où elle balance l'affinité de la base soluble.

Des sous-carbonates de potasse ou de soude peuvent être considérés comme des alcalis faibles, car non-seulement ils réagissent comme ces derniers sur les réactifs colorés, mais les carbonates alcalins ont encore une réaction analogue. Lors donc qu'on les met en contact avec un sel insoluble, ils tendent à s'emparer de l'acide ; mais leur action serait bientôt arrêtée, si la base de ce sel, qui a été mise à nu, ne se combinait à l'acide carbonique. D'après cela, la condition de la portion du sel insoluble qui n'est pas décomposée est la même qu'au commencement ; mais il en est autrement du liquide alcalin ; à mesure que la décomposition fait des progrès, son alcalinité diminue, puisque l'acide carbonique qu'il abandonne, et qui ne produisait qu'une *demi-neutralisation*, est remplacé par une quantité d'acide qui produit une *neutralisation complète;* dès lors *la puissance décomposante du liquide s'affaiblit de plus en plus, et enfin elle s'arrête lorsqu'elle est en équilibre avec la force de cohésion du sel insoluble. Par conséquent,*

1° *Plus un sel aura de cohésion, plus le liquide restant conservera d'alcali ou de sous-carbonate indécomposé;*

2° *Si on ajoute de la potasse ou de la soude caustique à du sous-carbonate de potasse ou de soude qui n'a plus d'action sur un sel insoluble, on doit déterminer une nouvelle décomposition du sous-carbonate alcalin; mais on ne peut jamais, par des additions successives, précipiter tout l'acide carbonique sur la base insoluble.*

DEUXIÈME LOI. — *Les sous-carbonates insolubles, bouillis avec des sels solubles dont l'acide peut former avec leur base des sels insolubles, sont complètement décomposés; mais lorsque les sels solubles sont à bases de potasse ou de soude, jamais la décomposition de ces sels n'est complète, quel que soit l'excès du sous-carbonate insoluble.*

Lorsque le sel soluble est à base d'ammoniaque, le sous-carbonate d'ammoniaque produit se dégage; il ne reste rien dans la liqueur.

Il n'y reste rien non plus lorsque le sel soluble est à base insoluble, c'est-à-dire que sa base est susceptible de former un sous-carbonate insoluble.

Enfin les anomalies à cette loi sont peu nombreuses et faciles à expliquer, si, après la réaction, on prend en considération la force dissolvante du liquide sur le produit insoluble, la

tendance du nouveau sel insoluble à passer à l'état de sous-sel, etc., etc.

Revenons à l'action des sous-carbonates insolubles sur les sels de potassse et de soude.

Expériences.

Des quantités de sulfate de soude et de sulfate de potasse contenant la même quantité d'acide sulfurique, par exemple 20 grammes de sulfate de soude cristallisé et 10gr.,367 de sulfate de potasse, bouillis séparément 2 heures dans 260 grammes d'eau avec 20 grammes de sous-carbonate de baryte, ont donné,

Le premier 10gr.,170 de sulfate de baryte;
Le second 9gr.,870 *id.*

Conséquemment, le sulfate de soude est plus décomposable, ou tient moins à l'acide sulfurique que le sulfate de potasse.

Ce résultat est conforme à l'expérience rapportée plus haut, où le sous-carbonate de potasse a décomposé plus de sulfate de baryte qu'une quantité de sous-carbonate contenant la même quantité d'acide carbonique (*pages* 54 et 55).

La réaction des sels à base de potasse et d

soude sur les sous-carbonates insolubles a cela de particulier encore, qu'il se dégage au commencement de la réaction une petite quantité de gaz acide carbonique qui s'arrête bientôt, quoique la décomposition continue à s'opérer.

Explication des décompositions des sels de potasse et de soude par les sous-carbonates insolubles.

Les sous-carbonates insolubles ayant une certaine énergie alcaline, puisqu'ils ne sont pas neutres, tendent à partager l'acide d'un sel soluble de potasse ou de soude avec lequel on les met en contact; mais pour que la décomposition du sel soluble s'opère, il faut qu'en vertu de la cohésion, il puisse se former un sel insoluble.

Au commencement d'une décomposition de ce genre, il se dégage du gaz acide carbonique, parce qu'alors la liqueur ne contient pas assez d'alcali pour vaincre la force élastique du gaz; mais à mesure que la décomposition se continue, l'alcalinité du liquide devenant de plus en plus forte, il arrive un moment où il ne se dégage plus d'acide carbonique; dès lors il se forme du sous-carbonate de potasse ou de soude.

Enfin la réaction continue *jusqu'à ce que la force d'alcalinité de la liqueur pour retenir l'acide du sel soluble de potasse ou de soude soit égale à la force de cohésion du nouveau sel insoluble.*

CONSÉQUENCES.

1° *La force de cohésion du nouveau sel insoluble produit est proportionnelle à la quantité de sel soluble décomposée.*

2° *Si on prenait un sous-carbonate insoluble d'une base* A *susceptible de former avec les acides sulfurique, phosphorique, arsénique, borique, chrômique, tungstique, etc., etc., des sels insolubles, et qu'après l'avoir fait bouillir avec du sulfate, du phosphate, de l'arséniate, du borate, du chrômate, du tungstate, etc., etc., de potasse ou de soude, on déterminât le rapport de la quantité du sulfate, du phosphate, de l'arséniate, du borate, du chrômate, du tungstate, etc., etc., de la base* A *produite, avec la quantité qui l'aurait été si la décomposition de chaque sel soluble eût été complète, on aurait des nombres exprimant les rapports de cohésion des divers sels de la base* A.

En répétant des expériences analogues avec

des sous-carbonates insolubles des bases B, C, D, *etc.*, *on aurait de nouveaux nombres qui, réunis aux premiers, formeraient la table de cohésion des sels insolubles dont il a été question plus haut* (*page* 52).

Après avoir exposé les considérations les plus générales auxquelles l'étude des sels donne lieu, je vais indiquer l'ordre d'après lequel je traiterai de l'histoire de ces composés, parmi lesquels il y en a plusieurs qui sont de la plus grande utilité à l'art de la teinture.

Dans la leçon suivante, qui sera la 22e, j'exposerai les généralités que présentent les sels lorsqu'on les distribue en groupes dans chacun desquels l'acide est commun.

Dans la 23e leçon j'exposerai les généralités que présentent les sels lorsqu'on les distribue en groupes dans chacun desquels la base est commune.

Il est évident qu'un sel étant donné, on saura en trouver l'espèce, lorsqu'on sera en état de reconnaître 1° l'acide, et 2° la base salifiable, qui le constituent.

Enfin la 24e la 25e et la 26e leçons auront

pour objet l'étude des sels qui sont employés en teinture. Ils seront groupés d'après la considération de leur base, les généralités qui se déduisent de ces groupes étant bien plus utiles au teinturier que celles qui se déduisent des groupes établis d'après la nature de l'acide.

VINGT-DEUXIÈME LEÇON.

DES GÉNÉRALITÉS QUE PRÉSENTENT LES SELS ORDONNÉS EN GENRES, D'APRÈS LA CONSIDÉRATION DE L'ACIDE.

INTRODUCTION.

Messieurs,

Les généralités principales que je compte établir dans la revue que je vais faire des genres des sels proprement dits, auront pour objet la composition de chacun d'eux et leurs propriétés les plus saillantes, parmi lesquelles je comprendrai celles qui sont propres à faire reconnaître l'espèce d'acide qui constitue chaque genre en particulier.

Toutes les fois qu'on aura à déterminer l'acide d'un sel insoluble qui ne sera pas le carbonique, on pourra le combiner à la potasse ou à la soude, en faisant bouillir pendant une

heure ou deux 4 à 5 parties du sel avec 1 partie de sous-carbonate de potasse ou de soude dissoute dans 35 parties d'eau, et l'on tiendra compte, dans la recherche que l'on fera ensuite de l'acide dissous par la potasse ou la soude, de la quantité de sous-carbonate qui aura résisté à la décomposition (21e *leçon, page* 53). La question sera alors réduite à déterminer l'acide d'un sel de potasse ou de soude. On sent d'après cela qu'il est nécessaire de donner une attention toute particulière, même dans ces généralités, aux sels qui ont ces alcalis pour bases.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

SELS A BASE D'OXIDES BINAIRES.

PREMIÈRE SECTION.

SELS FORMÉS D'OXACIDES ET D'OXIDES BINAIRES.

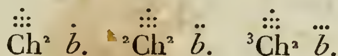
CHLORATES OXIGÉNÉS.

On n'a examiné, à proprement parler, qu'une seule espèce de ce genre, le chlorate oxigéné de potasse.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 7 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 8,75 d'oxigène dans l'oxide.



Dans ces formules et dans les suivantes $\dot{b}$ veut dire que la base contient 1 atome d'oxigène, $\ddot{b}$ qu'elle en contient 2, et $\dddot{b}$ qu'elle en contient 3.

II. PROPRIÉTÉS.

La chaleur réduit le chlorate oxigéné de potasse en oxigène et en chlorure de potassium.

Lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique contenant un tiers de son poids d'eau, il ne se développe pas de couleur jaune, et si l'on soumet le mélange à la distillation, on obtient l'acide chlorique oxigéné.

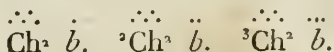
CHLORATES.

On ne connaît guère que les chlorates à base d'oxides salifiables énergiques.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 10,6 d'oxigène dans l'oxide.



II. PROPRIÉTÉS.

La chaleur réduit les chlorates, au moins ceux dont le métal a beaucoup d'affinité pour le chlore, en chlorure et en oxigène, et quel-

ques-uns en chlorure mêlé d'oxide; alors une portion de chlore peut se dégager.

Plusieurs chlorates, notamment celui de potasse, font des poudres fulminantes avec la plupart des matières combustibles.

L'acide sulfurique concentré, et même celui qui contient un tiers de son poids d'eau, mis en contact avec un chlorate sec, développe une couleur orangée ou jaune due à la réduction de l'acide chlorique en oxide de chlore, en chlore et en oxigène; il se manifeste en même temps une odeur forte.

Lorsque l'acide sulfurique est très-concentré, que le sel est bien sec, cette décomposition peut être assez rapide pour donner lieu à une production de feu, phénomène facile à concevoir, puisqu'on sait que les oxides de chlore en produisent lorsqu'ils se décomposent spontanément ou par élévation de température.

Les chlorates de potasse soude baryte strontiane chaux magnésie zinc cuivre plomb deutoxide de mercure d'argent	sont solubles.

Le chlorate de protoxide de mercure ne l'est que très-peu.

Vous voyez que dans les chlorates oxigénés et les chlorates, le chlore est au radical de la base salifiable dans le rapport qui constitue les chlorures.

BROMATES.

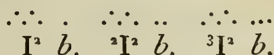
Ces sels sont à peine connus.

IODATES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 4,85 d'oxigène dans l'oxide.



Elle correspond, comme on le voit, à celle des chlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Par l'action de la chaleur, les plus stables, comme celui de potassium, sont réduits en iodure et en oxigène.

D'autres le sont en oxigène, en iode et en leur oxide.

Ils sont décomposés,

Par l'acide sulfureux : l'iode est mis à nu, et son oxigène convertit l'acide sulfureux en acide sulfurique ;

Par l'acide hydrochlorique : l'oxigène de l'acide iodique se porte sur l'hydrogène de l'acide hydrochlorique pour former de l'eau, et le chlore se porte sur l'iode ;

Par l'acide hydrosulfurique : résultat analogue au précédent, sauf que l'iode et le soufre ne se combinent pas.

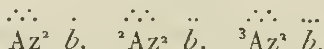
La plupart sont solubles dans l'eau.

NITRATES.

I. COMPOSITION.

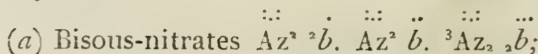
L'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 d'acide neutralisent 14,77 d'oxigène dans l'oxide.

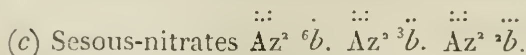


Elle correspond, comme on le voit, à celle des chlorates et des iodates.

Il y a des







II. PROPRIÉTÉS.

Tous les nitrates sont décomposés par la chaleur.

Les uns se réduisent en

Oxigène,
Hyponitrite, qui se réduit lui-même en { oxigène, deutoxide d'azote, azote, base.

Les autres se réduisent en

Oxigène,
Acide nitreux,
Base;

ou bien encore

Acide nitrique hydraté,
Base.

Si les bases des nitrates chauffés sont susceptibles de se suroxider, elles se suroxident : c'est ce qui arrive au nitrate de protoxide de manganèse.

Les nitrates ont en général à chaud une forte action sur les corps combustibles.

Ils dégagent avec l'acide sulfurique concentré des fumées blanches d'acide nitrique reconnaissables à leur odeur. Au reste, il est toujours bien facile de s'en assurer en distillant le sel qu'on soupçonne être un nitrate dans une petite cornue munie d'un récipient; on recueille un produit acide qui doit former avec le protoxide de plomb un sel cristallisable en oc-

taèdres, qui, chauffé à sec dans un tube, donnera des fumées rouges.

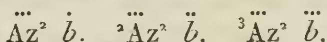
Tous les nitrates neutres sont solubles dans l'eau; aucun ne précipite la solution de nitrate d'argent.

HYPONITRITES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent 20,96 d'oxigène dans l'oxide.



$$\dddot{Az}^2\,\dot{b}. \quad {}^2\dddot{Az}^2\,\ddot{b}. \quad {}^3\dddot{Az}^2\,\dddot{b}.$$

Il y a des

(*a*) Bisous-hyponitrites $\dddot{Az}^2\,{}^2\dot{b}.\ \dddot{Az}^2\,\ddot{b}.\ {}^3\dddot{Az}^2\,{}^2\dddot{b};$

(*b*) Quadrosous-nitrites $\ddddot{Az}^2\,{}^4\ddot{b}.\ \dddot{Az}^2\,{}^2\ddot{b}.\ {}^3\dddot{Az}^2\,{}^4\dddot{b}.$

II. PROPRIÉTÉS.

Les hyponitrites qui tiennent le plus à leur acide se réduisent par la chaleur en

Oxigène,
Deutoxide d'azote,
Azote,
Base;

les autres, en oxigène et en acide nitreux.

Tous sont décomposés par les acides sulfurique, nitrique, et même acétique bouillant. Lorsque la décomposition se fait avec la rapidité suffisante, il se manifeste des vapeurs rutilantes; mais quand on essaie à constater cette propriété sur un sel que l'on présume être un hyponitrite, il faut employer un acide qui ne fasse pas un sel insoluble avec la base salifiable, et ne pas faire usage d'un acide qui formerait de l'acide nitreux avec l'acide nitrique. L'acide nitrique peut être employé avec avantage lorsqu'on est sûr que la base du sel n'est pas susceptible de le décomposer en acide nitreux.

NITRITES.

S'ils existent, ils sont inconnus.

Il y a des acides que nous n'avons pu isoler des bases salifiables : tel est l'acide hyponitreux; il en est d'autres, au contraire, que nous ne connaissons qu'à l'état libre : tel est l'acide nitreux : M. Dulong l'ayant mis à l'état de vapeur en contact avec de la baryte chauffée à 200°, a vu celle-ci entrer en incandescence;

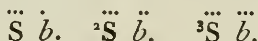
il a vu ensuite qu'elle était neutralisée par de l'acide hyponitreux et de l'acide nitrique, provenant de la décomposition de l'acide nitreux.

SULFATES.

I. COMPOSITION.

Dans les sulfates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent une quantité de base qui contient 19,95 d'oxigène.



$\dddot{S}\,\dot{b}$. $^2\dddot{S}\,\ddot{b}$. $^3\dddot{S}\,\dddot{b}$.

Il existe des

(*a*) Bisulfates $^2\dddot{S}\,\dot{b}$. $^4\dddot{S}\,\ddot{b}$. $^6\dddot{S}\,\dddot{b}$;

(*b*) Sesquisous-sulfates $^2\dddot{S}\,{}^3\dot{b}$. $^4\dddot{S}\,{}^3\ddot{b}$. $^2\dddot{S}\,\dddot{b}$;

(*c*) Trisous-sulfates $\dddot{S}\,{}^3\dot{b}$. $^2\dddot{S}\,{}^3\ddot{b}$. $\dddot{S}\,\dddot{b}$;

(*d*) Sesous-sulfates $\dddot{S}\,{}^6\dot{b}$. $\dddot{S}\,{}^3\ddot{b}$. $\dddot{S}\,{}^2\dddot{b}$;

(*e*) Dodecasous-sulfates $\dddot{S}\,{}^{12}\dot{b}$. $\dddot{S}\,{}^6\ddot{b}$. $\dddot{S}\,{}^4\dddot{b}$;

II. PROPRIÉTÉS.

Les sulfates de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux, etc., chauf-

fés avec du charbon, sont réduits en sulfures métalliques.

L'hydrogène, à une chaleur rouge, produit le même effet sur un grand nombre de sulfates.

Aucun sulfate ne dégage de vapeur lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique.

Les sulfates sont ou solubles, ou insolubles dans l'eau.

Les sulfates qui y sont dissous précipitent tous la solution de chlorure de barium en une matière blanche insoluble dans un excès d'acide hydrochlorique : cette matière, mêlée avec du charbon, et exposée à la chaleur rouge dans un tube de verre, donne un sulfure facile à reconnaître à l'odeur de l'acide hydrosulfurique qu'il développe dans la bouche, ou quand on verse dessus de l'acide hydrochlorique faible.

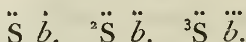
Les sulfates insolubles sont décomposés par la solution du sous-carbonate de potasse; la liqueur, séparée du résidu et neutralisée ensuite par l'acide hydrochlorique, précipite le chlorure de barium en sulfate. Au reste, on pourrait encore, en faisant évaporer à sec la liqueur neutre, et en chauffant la matière fixe avec du charbon, obtenir sur-le-champ du sulfure de potassium.

SULFITES.

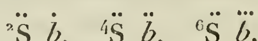
I. COMPOSITION.

Dans les sulfites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2 : 1.

100 parties d'acide sulfureux neutralisent une quantité d'oxide qui contient 24,93 d'oxigène.



Il existe des bisulfites



On voit que dans les sulfites et les sulfates le soufre est au radical dans le rapport qui constitue des sulfures.

II. PROPRIÉTÉS.

Mis dans la bouche, ils laissent dégager une quantité de leur acide qui est sensible à l'odorat.

Tous les sulfites sont altérables par l'action de la chaleur. Ceux qui tiennent le plus à l'acide, comme les sulfites de baryte, de potasse, se changent en sulfates et en sulfures. Lorsque la base n'a pas une grande tendance à se sulfurer, il y a du soufre qui se dégage.

Ils sont tous décomposés par les acides sulfurique, hydrochlorique, etc., en dégageant de l'acide sulfureux facile à reconnaître à l'odorat. Si la base est soluble dans l'acide employé, il ne se dépose pas de soufre.

L'acide nitrique chaud les suroxide en dégageant de la vapeur nitreuse.

Le chlore humide produit le même effet.

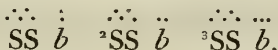
Parmi les sulfites, il n'y a que ceux de potasse, de soude, d'alumine, et vraisemblablement de lithine, qui soient solubles.

HYPOSULFATES.

I. COMPOSITION.

Dans les hyposulfates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 1.

100 parties d'acide hyposulfurique neutralisent une quantité de base qui contient 11,083 d'oxigène.



II. PROPRIÉTÉS.

Les hyposulfates, exposés à une chaleur peu élevée, dégagent de l'acide sulfureux, et laissent un résidu de sulfate neutre.

L'acide hyposulfurique est déplacé de ses combinaisons par l'acide sulfurique. Il ne se décompose que dans le cas où la température des corps est suffisamment élevée.

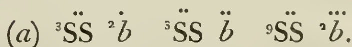
Tous les hyposulfates connus sont solubles dans l'eau.

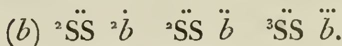
Ils n'absorbent pas, ou que très-lentement, l'oxigène de l'air.

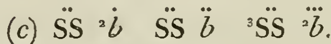
HYPOSULFITES.

I. COMPOSITION.

Il existe des hyposulfites composés ainsi qu'il suit :


(*a*) $^3\ddot{S}S\ ^2\dot{b}\quad ^3\ddot{S}S\ \ddot{b}\quad ^9\ddot{S}S\ ^2\dddot{b}$.


(*b*) $^2\ddot{S}S\ ^2\dot{b}\quad ^2\ddot{S}S\ \ddot{b}\quad ^3\ddot{S}S\ \dddot{b}$.


(*c*) $\ddot{S}S\ ^2\dot{b}\quad \ddot{S}S\ \ddot{b}\quad ^3\ddot{S}S\ ^2\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Tous les hyposulfites sont décomposés par la chaleur.

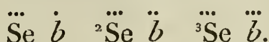
Ils le sont par les acides sulfurique, hydrochlorique, phosphorique, arsénique, etc.; il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se dépose du soufre. Cette propriété est caractéristique.

SÉLÉNIATES.

I. COMPOSITION.

Dans les séléniates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 3 : 1.

100 parties d'acide sélénique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 12,56 d'oxigène.



On voit que cette composition correspond à celle des sulfates.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils présentent des propriétés analogues à celles des sulfates; le séléniate de potasse ou de soude, mêlé avec le sel ammoniac, donne un sublimé de sélénium par l'action de la chaleur.

Bouillis avec de l'acide hydrochlorique, ils donnent du chlore et de l'acide sélénieux dont on peut précipiter le sélénium par l'acide sulfureux.

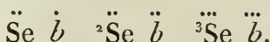
L'acide hydrosulfurique ne décompose pas l'acide sélénique, ce qui donne un moyen d'isoler ce dernier de plusieurs oxides, notamment du protoxide de plomb.

SÉLÉNITES.

I. COMPOSITION.

Dans les sélénites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2 : 1.

100 parties d'acide sélénieux neutralisent une quantité d'oxide qui contient 14,37 d'oxigène.



$\ddot{Se}\ \dot{b} \quad {}^{2}\ddot{Se}\ \ddot{b} \quad {}^{3}\ddot{Se}\ \dddot{b}.$

Cette composition correspond à celle des sulfites.

Il y a des

(*a*) Bisélénites ${}^{2}\ddot{Se}\ \dot{b} \quad {}^{4}\ddot{Se}\ \ddot{b} \quad {}^{6}\ddot{Se}\ \dddot{b}$;

(*b*) Quadrosélénites ${}^{4}\ddot{S}\ \dot{b} \quad {}^{8}\ddot{Se}\ \ddot{b} \quad {}^{12}\ddot{Se}\ \dddot{b}$;

(*c*) Sous-sélénites.

II. PROPRIÉTÉS.

La chaleur seule ne les décompose pas, ou que très-difficilement.

Les sélénites sont insolubles dans l'eau, excepté ceux de potasse et de soude.

Tous les sursélénites y sont solubles.

Le carbone rouge décompose les sélénites; il se dégage des gaz acide carbonique et oxide de carbone. Quant au sélénium, il peut rester en totalité, ou en partie seulement, fixé au métal

de l'oxide; enfin il peut se dégager en totalité; alors le résidu est de l'oxide.

L'acide sulfurique et les acides phosphorique, arsénique et borique, à chaud, décomposent les sélénites.

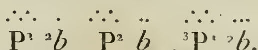
L'acide sulfureux les décompose; il se précipite du sélénium, et l'acide sulfureux est converti en acide sulfurique.

PHOSPHATES.

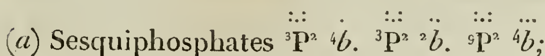
I. COMPOSITION.

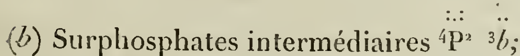
Dans les phosphates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide : : 5 : 2.

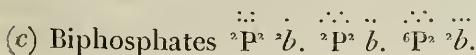
100 parties d'acide phosphorique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 22,40 d'oxigène.


$P^1\,{}^2b \quad P^2\,b \quad {}^3P^1\,{}^2b.$

Il existe des


(*a*) Sesquiphosphates $^3P^2\,{}^4b.\ {}^3P^2\,{}^2b.\ {}^9P^2\,{}^4b;$


(*b*) Surphosphates intermédiaires $^4P^2\,{}^3b;$


(*c*) Biphosphates $^2P^2\,{}^2b.\ {}^2P^2\,b.\ {}^6P^2\,{}^2b.$

(*d*) Sousesquiphosphates $^{2}\overset{:\cdot:}{P}{}^{2}\,{}^{6}\dot{b}$. $^{2}\overset{:\cdot:}{P}{}^{2}\,{}^{3}\ddot{b}$. $\overset{:\,:}{P}{}^{2}\,\dddot{b}$;

(*e*) Sous-phosphates interméd^es^ $^{4}\overset{:\cdot:}{P}{}^{2}\,{}^{5}\ddot{b}$. $^{3}\overset{:\cdot:}{P}{}^{2}\,{}^{4}\ddot{b}$;

(*f*) Bisous-phosphates $\overset{\cdot:\cdot}{P}{}^{2}\,{}^{4}\dot{b}$ $\overset{\cdot:\cdot}{P}{}^{2}\,{}^{2}\ddot{b}$ $^{3}\overset{\cdot:\cdot}{P}{}^{2}\,{}^{4}\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les phosphates, exposés à l'action de la chaleur, n'éprouvent aucune décomposition, à moins que l'oxide salifiable ne soit susceptible d'absorber de l'oxigène à l'atmosphère, ou d'en perdre.

En général ils se fondent en verre qui devient plus ou moins opaque en refroidissant.

Ils ne font aucune effervescence avec les acides sulfurique, hydrochlorique, etc.; ils n'en produiraient avec l'acide nitrique chaud qu'autant que leur base serait susceptible de le décomposer.

Les phosphates solubles précipitent le nitrate d'argent en un phosphate jaune serin.

Ils précipitent le nitrate de plomb en un phosphate blanc qui a la propriété caractéristique de se fondre au chalumeau en un bouton qui cristallise en polyèdre par le refroidissement.

Les phosphates insolubles, traités par le sous-carbonate de potasse, donnent un phosphate soluble qu'on peut soumettre aux épreuves précédentes, après avoir toutefois neutralisé l'excès du sous-carbonate auquel il est mêlé.

Les phosphates, chauffés dans un tube avec du potassium, donnent un phosphure qui, étant mis avec de l'acide hydrochlorique faible, dégage de l'hydrogène phosphoré facile à reconnaître.

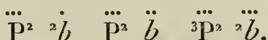
Les phosphates insolubles, traités par l'acide sulfurique, sont en général décomposés; le mélange cède de l'acide phosphorique à l'alcool.

PHOSPHITES.

I. COMPOSITION.

Dans les phosphites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 2.

100 parties d'acide phosphoreux neutralisent une quantité d'oxide qui contient 28,88 d'oxigène.



$$\dddot{P}^2\ {}^2\dot{b} \quad \dddot{P}^2\ \ddot{b} \quad {}^3\dddot{P}^2\ {}^2\dddot{b}.$$

On voit donc que dans les phosphites et les phosphates neutres correspondans, le phos-

phore est au radical de la base salifiable dans un même rapport; de sorte que si l'acide d'un phosphite neutre s'oxigène au maximum, la neutralité n'est pas changée : c'est ce que M. Gay-Lussac a observé.

Il y a, outre les phosphites neutres,

(*a*) Des surphosphites;

(*a*) Des sousphosphites.

II. PROPRIÉTÉS.

Tous les phosphites, excepté ceux de potasse et de soude, sont insolubles, ou presque insolubles.

Projetés sur les charbons ardens, ils donnent une flamme plus ou moins jaune.

L'acide nitrique les convertit en phosphates; il y a dégagement d'acide nitreux.

Lorsqu'on les distille, ils perdent du phosphore, et il reste un sous-phosphate.

HYPOPHOSPHITES.

I. COMPOSITION.

Elle est inconnue.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont tous solubles dans l'eau : conséquem-

ment, l'hypophosphite de potasse ne précipite pas l'eau de baryte, comme le fait le phosphite.

Projetés sur les charbons ardens, ils brûlent avec une belle flamme jaune, et passent à l'état de phosphates.

Ils donnent à la distillation de l'hydrogène phosphoré, du phosphore, et un résidu de phosphate.

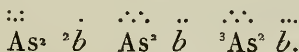
Tous précipitent à l'état métallique l'or et l'argent de leurs dissolutions.

ARSÉNIATES.

I. COMPOSITION.

Dans les arséniates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 5 : 2.

100 parties d'acide arsénique neutralisent 13,88 d'oxigène dans la base.



$$\overset{:\cdot:}{As}{}^2\ {}^2\dot{b}\quad \overset{:\cdot:}{As}{}^2\ \ddot{b}\quad {}^3\overset{:\cdot:}{As}{}^2\ \dddot{b}.$$

Il existe

(*a*) Des biarséniates ${}^2\overset{:\cdot:}{As}{}^2\ {}^2\dot{b}\quad {}^2\overset{:\cdot:}{As}{}^2\ \ddot{b}{}^6\quad \overset{:\cdot:}{As}{}^2\ {}^2\dddot{b}$;

(*b*) Des sesquisous-arséniates ${}^3\overset{:\cdot:}{As}{}^2\ {}^2\ddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les arséniates les plus stables, comme ceux de potasse, de soude, sont fusibles.

Les arséniates à base d'un oxide réductible par la chaleur se convertissent en acide arsénieux, en oxigène et en métal : tel est l'arséniate d'argent.

Les arséniates à base d'un oxide inférieur susceptible de se suroxider par la chaleur, se réduisent en acide arsénieux et en peroxide : tel est l'arséniate de protoxide de fer.

Les arséniates de potasse et de soude sont seuls solubles. Ces solutions précipitent le nitrate d'argent en un arséniate d'un rouge de brique. Elles verdissent la couleur de violettes. Elles ne précipitent pas d'acide arsénieux quand on y verse de l'acide hydrochlorique ou nitrique.

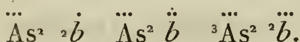
Parties égales de charbon et d'un arséniate, chauffées au rouge, donnent un sublimé d'arsenic.

ARSÉNITES.

I. COMPOSITION.

Dans les arsénites, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 2.

100 parties d'acide arsénieux sont neutralisées par une quantité d'oxide qui contient 16,12 d'oxigène.



Le rapport de l'arsenic au radical de l'oxide est le même que dans les arséniates, et leur composition correspond donc à celle des phosphites, comme celle des arséniates correspond à celle des phosphates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les arsénites très-stables, comme ceux de potasse, de soude, chauffés, se réduisent en arsenic et en sous-arséniates.

Les arsénites moins stables donnent de l'acide arsénieux.

Il n'y a que les arsénites de potasse et de soude qui soient solubles dans l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique, etc., sépa-

rent de leur solution concentrée de l'acide arsénieux.

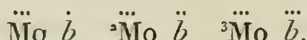
Le charbon les décompose de la même manière que les arséniates.

MOLYBDATES.

I. COMPOSITION.

Dans les molybdates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,13 d'oxigène.



II. PROPRIÉTÉS.

Les molybdates de potasse et de soude sont seuls très-solubles. L'acide sulfurique, etc., en précipite l'acide molybdique, facile à reconnaître, d'après ce que nous avons dit (TOM. 1er, *leçon* 8, *pag.* 2); il est redissous par un excès d'eau.

Lorsqu'on met du zinc avec un peu d'acide hydrochlorique dans une solution de molybdate de potasse ou de soude, la liqueur passe

au bleu. Un résultat semblable s'obtient avec le tungstate de potasse ou de soude.

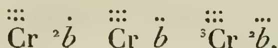
Pour constater la nature des molybdates insolubles ou peu solubles, il faut les convertir en molybdate de potasse ou de soude, en les décomposant par les sous-carbonates de ces bases.

CHROMATES.

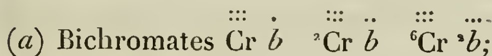
I. COMPOSITION.

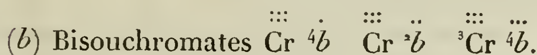
Dans les chromates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide chromique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,34 d'oxigène.



Il y a des





II. PROPRIÉTÉS.

Les chromates neutres à base incolore sont jaunes.

Les chromates neutres à base colorée sont, à plus forte raison, colorés.

Les solutions des chromates neutres solubles sont jaunes; elles précipitent le nitrate d'argent en petites aiguilles pourpres, le nitrate de plomb en flocons jaunes, le nitrate de protoxide de mercure en rouge jaunâtre. Ce précipité a la propriété remarquable de donner de l'oxide de chrôme pur quand on le chauffe au rouge.

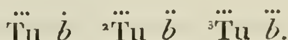
En faisant rougir les chromates insolubles avec un poids de nitrate de potasse ou de sous-carbonate de potasse égal au leur, en lessivant le résidu, on obtient du chromate de potasse facile à reconnaître.

TUNGSTATES.

I. COMPOSITION.

Dans les tungstates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide tungstique neutralisent une quantitité d'oxide qui contient 6,74 d'oxigène.


$\dddot{Tu}\ \dot{b} \quad {}^2\dddot{Tu}\ \ddot{b} \quad {}^3\dddot{Tu}\ \dddot{b}.$

II. PROPRIÉTÉS.

Les tungstates dont la base est stable sont indécomposables au feu.

Les tungstates insolubles sont décomposés par tous les acides qui dissolvent les oxides de ces sels. Le résidu est l'acide tungstique, reconnaissable à sa couleur jaune, à la propriété de former avec l'ammoniaque une solution cristallisable en aiguilles incolores par l'évaporation spontanée.

La solution des tungstates de potasse, de soude et d'ammoniaque, dans laquelle on ajoute un peu d'acide hydrochlorique, laisse précipiter une matière blanche qui, étant bouillie avec de l'acide hydrochlorique, se réduit à de l'acide tungstique jaune.

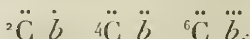
La même solution alcaline, mise avec de l'acide hydrochlorique et du zinc, donne un précipité bleu comme le font les molybdates alcalins; mais il est aisé de distinguer l'acide tungstique de l'acide molybdique.

CARBONATES.

I. COMPOSITION.

Dans les carbonates, l'oxigène de l'acide est à l'oxigène de l'oxide :: 4 : 1.

100 parties d'acide carbonique neutralisent une quantité de base qui contient 18,08 d'oxigène.



Il existe en outre

(a) Des sesquisous-carbonates $^3\ddot{C}\ {}^2\dot{b}\quad {}^3\ddot{C}\ \ddot{b}$;

(b) Des bisous-carbonates ou sous-carbonates $_2\ddot{C}\ {}^2\dot{b}\quad {}^2\ddot{C}\ \ddot{b}\quad {}^3\ddot{C}\ \dddot{b}$;

(c) Des quadrosous-carbonates $\ddot{C}\ {}^2\dot{b}\ \ddot{C}\ \ddot{b}\ {}^3\ddot{C}\ {}^2\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

On ne connaît bien que deux carbonates d'oxides, ceux de potasse et de soude; les autres carbonates n'ont guère été obtenus qu'en dissolution dans l'eau.

Les sels que nous avons appelés sous-carbonates sont les carbonates de M. Berzelius. Lorsqu'on les considère comme des sels neutres, on est obligé de considérer nos carbonates de potasse et de soude comme des carbonates acides: or, ces derniers ont une réaction alcaline, c'est pourquoi nous n'avons pas admis la nomenclature que M. Berzelius leur a appliquée.

Les carbonates et sous-carbonates sont caractérisés par l'effervescence qu'ils font avec les

acides nitrique, hydrochlorique, sulfurique, et la plupart des acides capables de dissoudre leur base; l'effervescence pourrait n'être que très-légère si le nouveau sel était insoluble. Il est aisé de recueillir l'acide carbonique, cause de l'effervescence, en faisant passer le carbonate qu'on essaie, après l'avoir enveloppé de papier, dans une cloche de verre renversée sur le mercure, et contenant de l'acide hydrochlorique étendu.

L'acide carbonique se reconnaît à sa faible odeur, à ce qu'il faut pour le dissoudre un volume d'eau égal au sien, au précipité qu'il donne avec l'eau de baryte, à sa faible action sur le papier de tournesol, à sa décomposition par le potassium.

Tous les sous-carbonates sont insolubles, excepté ceux de potasse et de soude.

Tous les carbonates, excepté ceux de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, se décomposent aisément par la chaleur.

OXALATES ou CARBONITES.

I. COMPOSITION.

Dans les oxalates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide oxalique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 22,07 d'oxigène.

Il existe outre les oxalates neutres des

(*a*) Bioxalates,

(*b*) Quadroxalates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les oxalates solubles précipitent les solutions des sels de chaux, et de plomb.

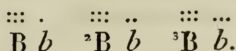
L'oxalate de plomb, décomposé par l'acide sulfurique ou l'acide hydrosulfurique, donne de l'acide oxalique cristallisable, volatilisable, etc.; en un mot, un corps facile à reconnaître.

BORATES.

I. COMPOSITION.

Dans les borates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 6 : 1, suivant le second travail de M. Berzelius (Tom. 1, *leçon* 4, *pag.* 4).

100 parties d'acide borique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,47 d'oxigène.



Il existe en outre

(*a*) Des biborates $^2\overset{:::}{B}\,\dot{b}$ $^4\overset{:::}{B}\,\ddot{b}$ $^6\overset{:::}{B}\,\dddot{b}$;

(*b*) Des sesquisous-borates $^2\overset{:::}{B}\,^3\dot{b}$. $^4\overset{:::}{B}\,^3\ddot{b}$. $_2\overset{:::}{B}\,\dddot{b}$;

(*c*) Des bisous-borates $\overset{:::}{B}\,^2\dot{b}$ $\overset{:::}{B}\,\ddot{b}$ $^3\overset{:::}{B}\,^2\dddot{b}$;

(*d*) Des trisous-borates $\overset{:::}{B}\,^3\dot{b}$. $^2\overset{:::}{B}\,^3\ddot{b}$. $\overset{:::}{B}\,\dddot{b}$.

II. PROPRIÉTÉS.

Les borates neutres sont alcalins aux réactifs colorés.

Quand la base est inaltérable au feu, les borates le sont aussi; en général, ils sont fusibles en verre.

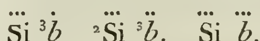
Ils sont faciles à reconnaître lorsqu'on les traite par les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique bouillans; par le refroidissement, la solution laisse déposer des écailles d'acide borique surhydraté, reconnaissables à leur forme, à leur faible acidité, à la propriété de se dissoudre dans l'alcool, et d'en teindre la flamme en vert.

SILICATES.

COMPOSITION.

Dans les silicates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 1 : 1.

100 parties d'acide silicique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 51,92 d'oxigène.



$\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{3}\dot{b}$ ${}^{2}\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{3}\ddot{b}$. $\dddot{\mathrm{Si}}\,\dddot{b}$.

Il existe en outre

(*a*) Des bisilicates ${}^{2}\dddot{\mathrm{S}}\,{}^{3}\dot{b}$ ${}^{4}\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{3}\ddot{b}$ ${}^{2}\dddot{\mathrm{Si}}\,\dddot{b}$;

(*b*) Des trisilicates $\dddot{\mathrm{Si}}\,\dot{b}$ ${}^{2}\dddot{\mathrm{Si}}\,\ddot{b}$ ${}^{3}\dddot{\mathrm{Si}}\,\dddot{b}$;

(*c*) Des quadrosilicates ${}^{4}\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{3}\dot{b}$ ${}^{8}\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{3}\ddot{b}$ ${}^{4}\dddot{\mathrm{Si}}\,\dddot{b}$;

(*d*) Des bisousilicates $\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{6}\dot{b}$ $\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{3}\ddot{b}$ $\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{2}\dddot{b}$;

(*e*) Des trisousilicates $\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{9}\dot{b}$ ${}^{2}\dddot{\mathrm{Si}}\,{}^{9}\ddot{b}$ $\dddot{\mathrm{Si}}\,{}_{3}\dddot{b}$.

Tous les silicates sont indécomposables au feu.

Tous, excepté ceux de potasse et de soude, sont décomposables quand on les fond avec trois fois leur poids de potasse; la matière, traitée par un acide étendu, se dissout, si cet acide est susceptible d'ailleurs de dissoudre la base du silicate. La solution concentrée convenablement et refroidie se prend en gelée; si elle est

évaporée à sec, et que le résidu soit traité par l'eau, elle laisse de la silice indissoute qui est facile à reconnaître.

COLOMBATES ou TANTALATES.

Ces sels sont à peine connus. On sait que les colombates de soude et de potasse sont solubles, et que les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, etc., versés dans ces solutions, en précipitent l'acide colombique.

TITANIATES.

COMPOSITION.

Suivant M. H. Rose, l'oxigène de l'acide titanique, dans les titaniates, est à l'oxigène de la base :: 2 : 1.

L'oxide de titane est susceptible de former avec les bases salifiables des combinaisons qui n'ont le caractère salin qu'à un très-faible degré. Pour reconnaître l'acide titanique dans ces combinaisons, il faut en faire passer l'acide dans de l'acide hydrochlorique; et en général, les titaniates y sont solubles quand on les prend

dans un certain état de division. Il est facile de reconnaître l'acide titanique à la couleur rouge brune du précipité qu'il donne avec l'hydrocyanoferrate de potasse et l'infusion de noix de galle, à sa dissolution hydrochlorique, qui est jaune et très-astringente, et qui a la propriété de se colorer en bleu ou en violet par l'étain et le zinc.

ANTIMONIATES ET ANTIMONITES.

I. COMPOSITION.

Suivant M. Berzelius,

Dans les antimoniates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1 ;

Et dans les antimonites :: 4 : 1.

II. PROPRIÉTÉS.

On ne peut guère distinguer les antimonites des antimoniates et des autres composés salins en général qu'en les décomposant par les acides, afin d'en extraire l'acide antimonique ou l'acide antimonieux.

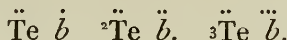
Un grand nombre de ces composés ont présenté à M. Berzelius le phénomène de l'incandescence par une simple élévation de tempéra-

ture, sans qu'il y eût d'ailleurs soustraction d'un de leurs principes, ou absorption de quelque corps étranger. M. Berzelius attribue ce phénomène à un degré plus intime de combinaison que la chaleur détermine entre les élémens.

TELLURATES.

I. COMPOSITION.

Suivant M. Berzelius, l'oxide de tellure ou l'acide tellurique est susceptible de former des espèces de sels dans lesquelles l'oxigène de l'acide est à celui de la base : : 2 : 1.



$\ddot{Te}\ \dot{b}\quad {}^{2}\ddot{Te}\ \ddot{b}.\quad {}^{3}\ddot{Te}\ \dddot{b}.$

II. PROPRIÉTÉS.

On ne peut guère les reconnaître qu'en les décomposant, pour en séparer l'acide tellurique.

L'acide tellurique ou oxide de tellure est soluble dans l'acide hydrochlorique concentré. La solution est incolore ; elle précipite par l'eau une matière saline blanche.

Elle précipite en blanc par l'ammoniaque. Le précipité est soluble dans les eaux de potasse et de soude.

L'acide hydrosulfurique y fait un précipité d'un brun orangé.

En chauffant l'acide tellurique mêlé de charbon dans une petite cornue, vous obtenez du tellure réduit.

AURATES.

Plusieurs chimistes, et particulièrement M. J. Pelletier, ont considéré le peroxide d'or comme jouant le rôle d'acide dans ses combinaisons avec les bases salifiables.

Au reste, il n'a qu'une faible affinité pour elles, excepté cependant l'ammoniaque.

Les aurates de potasse et de soude sont décomposés par la plupart des acides et des matières combustibles.

URANIATES.

On sait que le peroxide d'urane s'unit à un grand nombre d'oxides, et qu'il joue alors le rôle d'acide; mais jusqu'ici la composition de ces matières n'a pas été déterminée d'une manière précise.

MANGANÉSIATES.

On n'a guère étudié que le manganésiate de potasse. On sait qu'il est rouge quand il est neutre, et vert quand il est avec excès de base.

J'ai parlé il y a plusieurs années de quelques manganésiates insolubles.

Quoi qu'il en soit, rien de plus facile à reconnaître que la présence de l'acide manganésique dans une solution aqueuse où il est uni à la soude ou à la potasse. Si le sel est vert, les acides saturés d'oxigène font passer la liqueur au rouge; si le sel est rouge, les alcalis le font passer au vert.

L'acide hydrochlorique chaud le décolore en produisant du chlore.

Toutes ou presque toutes les matières combustibles décolorent la solution des manganésiates de potasse ou de soude en en désoxigénant l'acide.

Les manganésiates insolubles, chauffés avec de la potasse, cèdent leur acide à cet alcali. En appliquant l'eau à la matière fondue, on obtient le nouveau manganésiate en dissolution.

SECTION II.

SELS FORMÉS D'OXACIDES TERNAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

Les genres de cette section sont les *cyanates* de M. Sérullas et les *cyanites* de M. Vôhler. Ils ne sont point assez connus pour que nous en parlions.

SECTION III.

SELS FORMÉS DE CHLORACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

Les *hydrochlorates*, les *chloroséléniates*, les *chlorophosphates*, les *chlorosilicates*, appartiennent à cette section. Excepté les premiers, les autres ont été à peine étudiés; c'est pourquoi nous n'en parlerons pas.

HYDROCHLORATES.

I. COMPOSITION.

Nous avons déjà eu l'occasion de remarquer qu'il faut, pour neutraliser l'acide hydrochlorique, une quantité d'oxide dont l'oxigène soit dans le rapport convenable pour former de

l'eau avec l'hydrogène qui est uni au chlore : c'est cette circonstance qui rend impossible de décider si, lorsqu'on opère la neutralisation de l'acide au milieu de l'eau, et qu'il ne se dépose pas de matière solide, on a formé un hydrochlorate d'oxide ou deux composés binaires, de l'eau et un chlorure.

II. PROPRIÉTÉS.

Tous les hydrochlorates ou chlorures hydratés, ainsi que les chlorures solubles, donnent, quand on les traite par l'acide sulfurique concentré et chaud, du gaz acide hydrochlorique dont les propriétés sont faciles à constater.

Le gaz hydrochlorique qui se dégage d'un mélange d'acide sulfurique et d'hydrochlorate, ou de chlorure mêlé de silice, n'a pas la propriété de déposer un givre blanc sur un feutre humide qu'on expose à son contact, ainsi que le fait la vapeur acide qui s'exhale d'un hydrophtorate ou d'un phtorure mêlé à l'acide sulfurique.

Les hydrochlorates ou chlorures dissous dans l'eau précipitent le nitrate d'argent en un chlorure blanc, épais, pesant, soluble dans l'ammoniaque, et insoluble dans l'acide nitrique.

SECTION IV.

SELS FORMÉS DE CHLORACIDES TERNAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

CHLOROXICARBONATES.

Ils sont à peine connus.

SECTION V.

SELS FORMÉS DE PHTORACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROPHTORATES.

I. COMPOSITION.

Elle correspond à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hydrophtorates ou les phtorures, mêlés à l'acide sulfurique et à du verre pilé, laissent dégager une vapeur acide qui a la propriété de déposer un *givre blanc* de silice sur un feutre humide qu'on expose à son contact.

PHTOROBORATES.

Ils sont à peine connus.

PHTOROSILICATES.

Ils sont à peine connus.

SECTION VI.

SELS FORMÉS DE BROMACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROBROMATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hydrobromates ou les bromures jaunissent et laissent dégager du brôme par le contact des corps qui ont de l'affinité pour l'hydrogène, tels que le chlore; ou qui ont de la tendance à abandonner de l'oxigène; tels sont les acides chlorique et nitrique par exemple.

SECTION VII.

SELS FORMÉS D'IODACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDRIODATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont décomposés par l'acide sulfurique, mais non à la manière des hydrochlorates, du moins quand l'acide sulfurique est en excès. Il se forme de l'eau, de l'acide sulfureux et un dépôt d'iode.

Ils sont décomposés par l'acide nitrique concentré et le chlore ; l'iode est mis en liberté.

Les acides sulfureux, hydrochlorique et hydrosulfurique ne décomposent pas l'acide hydriodique uni aux bases salifiables.

SECTION VIII.

SELS FORMÉS DE SULFACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROSULFATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les hydrosulfates ou les sulfures hydratés donnent lieu à une effervescence d'acide hydrosulfurique quand on les traite par l'acide sulfurique ou l'acide hydrochlorique étendus.

Les hydrosulfates solubles sont ceux de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux et de magnésie; ils sont très-altérables par le contact de l'oxigène atmosphérique; ils sont incolores, ils exhalent l'odeur propre à leur acide, et manifestent les propriétés qui caractérisent ce dernier.

SECTION IX.

SELS FORMÉS DE SÉLÉNIOACIDES BINAIRES ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROSÉLÉNIATES.

I. COMPOSITION.

Elle est analogue à celle des hydrochlorates.

II. PROPRIÉTÉS.

Elles ont beaucoup d'analogie avec celles des hydrosulfates. Les hydroséléniates de potasse, de soude, de lithine, de baryte, de strontiane, de chaux, de magnésie, sont seuls solubles.

Ils sont odorans comme les hydrosulfates.

L'oxigène de l'air les décompose.

SECTION X.

SELS FORMÉS D'ACIDES TERNAIRES DE LA DEUXIÈME DIVISION, ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROCYANATES.

I. COMPOSITION.

L'acide hydrocyanique neutralise une quan-

tité d'oxide dont l'oxigène est dans la proportion convenable pour former de l'eau avec son hydrogène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ces sels n'ont aucune stabilité; ils exhalent l'odeur de l'acide hydrocyanique.

Ils sont décomposés par les acides les plus faibles.

Ils ne donnent pas de bleu de Prusse avec les sels de peroxide de fer; mais si on les mêle avec un sel de protoxide soluble, et qu'il puisse y avoir absorption d'oxigène, il se produit un précipité bleu.

SECTION XI.

SELS FORMÉS D'ACIDES QUATERNAIRES DE LA DEUXIÈME DIVISION, ET D'OXIDES BINAIRES.

HYDROCYANOFERRATES.

I. COMPOSITION.

Elle est telle, que l'hydrogène de l'acide hydrocyanoferrique est dans le rapport convenable pour former de l'eau avec l'oxigène de l'oxide nécessaire pour le neutraliser.

II. PROPRIÉTÉS.

S'il existe des hydrocyanoferrates, cela n'est qu'à l'état de dissolution dans l'eau.

Ces dissolutions sont jaunes; elles n'ont pas, ou presque pas, d'odeur; elles sont caractérisées surtout par le précipité bleu qu'elles donnent avec les sels de peroxide de fer, et le précipité rouge marron qu'elles donnent avec les sels de deutoxide de cuivre.

SECTION XII.

SELS FORMÉS 1° D'ACIDES TERNAIRES, A ÉLÉMENS D'OXIGÈNE, DE CARBONE ET D'HYDROGÈNE DE LA TROISIÈME SECTION; 2° D'OXIDES BINAIRES.

CITRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les citrates neutres, l'oxigène de l'acide citrique est à celui de l'oxide :: 4 : 1.

100 parties d'acide citrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 13,588 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Les citrates de potasse, de soude, de magné-

sie, de peroxide de fer, sont solubles dans l'eau.

Ceux de baryte, de strontiane, de chaux, des protoxides de zinc, de cérium, de plomb, de mercure, d'oxide d'argent, y sont insolubles, ou peu solubles; ils le deviennent dans un excès de leur acide.

Les citrates n'ont point de propriétés assez tranchées pour qu'on puisse leur en assigner de caractéristiques.

Il faut nécessairement pour les reconnaître chercher à en isoler l'acide, soit en formant un sel calcaire, qu'on décompose par l'acide sulfurique; ou un sel à base de protoxide de plomb, qu'on décompose de la même manière, ou par l'acide hydrosulfurique.

TARTRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les tartrates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1.

100 parties d'acide tartrique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 11,94 d'oxigène.

Il existe des tartrates neutres et des bitartrates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les tartrates de potasse, de soude, de magnésie, de deutoxide de cuivre, sont solubles dans l'eau.

Les tartrates de baryte, de strontiane, de chaux, de zinc, de manganèse, de fer, d'étain, de plomb, de mercure, d'argent, y sont insolubles.

Quoique les tartrates soient bien caractérisés, cependant quand il s'agit de prononcer sur la nature d'un sel que l'on présume en être un, il faut, comme nous l'avons prescrit, pour déterminer une espèce de genre précédent, chercher à se procurer un sel calcaire ou un sel de plomb pour le traiter par l'acide sulfurique ou l'acide hydrosulfurique, afin d'en isoler l'acide.

Les tartrates sont remarquables par la tendance qu'ils ont à former des sels doubles, et la plupart de ces derniers le sont par leur stabilité. Ainsi, le tartrate double de potasse et de protoxide de fer est indécomposable par la potasse, la soude, l'ammoniaque, et même par ces alcalis carbonatés; mais il l'est par les hydrosulfates.

Ces propriétés expliquent très-bien les sui-

vantes, c'est que des dissolutions de magnésie, d'yttria, d'alumine, de manganèse, de cérium, de nickel, de cobalt, de cuivre, qui contiennent de l'acide tartrique, ne sont point précipitées par la potasse, la soude et l'ammoniaque, ainsi que l'a remarqué M. H. Rose.

ACÉTATES.

I. COMPOSITION.

Dans les acétates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide acétique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 15,54 d'oxigène.

Il existe des acétates et des sous-acétates.

II. PROPRIÉTÉS.

Les acétates ont une légère odeur d'acide acétique.

Tous les acétates neutres sont solubles.

Ils sont tous décomposés quand on les distille avec de l'acide sulfurique médiocrement étendu.

Une fois qu'on a obtenu le produit, il faut le combiner à l'hydrate de cuivre, à l'eau de baryte, à la litharge, parce que ces sels sont bien

4.

caractérisés par leur forme, etc., et qu'il est aisé de faire l'analyse de l'acétate de baryte sec pour déterminer la capacité de saturation de son acide.

GALLATES.

I. COMPOSITION.

Dans les gallates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide gallique neutralisent une quantité de base qui contient 12,55 d'oxigène (Berzelius).

II. PROPRIÉTÉS.

Les expériences que j'ai faites sur les gallates m'ont fait envisager ces sels d'une toute autre manière qu'on ne l'a fait jusqu'ici, puisque j'admets que les substances colorées qui ont été décrites comme des gallates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de baryte, de strontiane, de chaux, n'en sont pas; qu'elles contiennent un acide particulier provenant de la décomposition de l'acide gallique, sous l'influence de l'oxigène atmosphérique (Tom. II, *leçon* 20, *pag.* 48).

Pour se procurer des gallates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de chaux, et

j'ajoute d'ammoniaque, il faut introduire des solutions aqueuses de ces bases privées d'air dans des cloches pleines de mercure et renversées dans un bain de ce métal, puis y faire passer une solution aqueuse d'acide gallique qui a été privée d'air par l'ébullition.

Les gallates produits sont incolores.

Les gallates de potasse, de soude, d'ammoniaque, sont solubles.

Les gallates de baryte, de strontiane, de chaux, sont insolubles; ils se précipitent en flocons blancs qui finissent par présenter des grains cristallins.

Dès que ces gallates ont le contact de l'oxigène ils l'absorbent, et si la base n'est pas en trop grand excès, et qu'ils ne contiennent pas d'ailleurs de matière jaune, ils passent alors au bleu, autrement ils pourraient passer au vert. Si la base est en grand excès, ils passent au pourpre, puis au jaune roux verdâtre. Pour une durée de quelques heures, ils absorbent alors une bien plus grande quantité d'oxigène que dans le premier cas où la base n'est pas en excès.

En traitant les sels de fer, je reviendrai sur l'action de l'acide gallique sur ce métal et sur ses oxides; elle doit nous occuper, puisque les

corps qui l'exercent sont une des bases principales de la teinture en noir, et que la réaction de ces corps ne peut s'expliquer qu'en prenant en considération les faits précédens.

PHOCÉNATES.

I. COMPOSITION.

Dans les phocénates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide phocénique sont neutralisées par une quantité d'oxide qui contient 8,65 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ces sels sont caractérisés par l'odeur de l'acide phocénique.

Ils sont tous solubles dans l'eau.

L'acide phosphorique hydraté concentré en sépare l'acide à l'état d'hydrate.

BUTIRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les butirates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 10,3 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont caractérisés par l'odeur du beurre, ou plutôt par celle de l'acide butirique.

Ils sont tous solubles dans l'eau.

L'acide phosphorique hydraté concentré en sépare l'acide butirique à l'état d'hydrate.

CAPROATES.

I. COMPOSITION.

Dans les caproates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 3 : 1.

100 parties d'acide caproïque sont neutralisées par une quantité d'oxide qui contient 7,5 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont caractérisés par l'odeur de l'acide caproïque, et surtout par les propriétés de cet acide qu'on peut en séparer, à l'état d'hydrate, au moyen de l'acide phosphorique. L'acide caproïque, uni à la baryte, forme un sel qui cristallise en lames au-dessous de 18°, et en aiguilles à une température de 27 à 30°.

CAPRATES.

I. COMPOSITION.

Dans les caprates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base :: 3 : 1.

100 parties d'acide paraissent neutraliser une quantité d'oxide qui contient 5,89 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont surtout caractérisés par les propriétés de leur acide, qu'on en extrait au moyen de l'acide phosphorique concentré hydraté.

STÉARATES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide stéarique est à celui de l'oxide :: 2,5 : 1 dans les stéarates neutres.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 parties d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Les stéarates sont caractérisés par les propriétés de leur acide, qu'on en extrait avec les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique étendus et chauds.

Tous les stéarates sont insolubles à froid. Ceux de potasse et de soude sont solubles dans l'eau bouillante.

MARGARATES.

I. COMPOSITION.

L'oxigène de l'acide margarique est à celui de l'oxide :: 3 : 1 dans les margarates neutres.

100 parties d'acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues à celles des stéarates. Les margarates sont caractérisés par les propriétés de leur acide.

OLÉATES.

I. COMPOSITION.

Dans les oléates, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide :: 2,5 : 1.

100 parties d'acide oléique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3 d'oxigène.

II. PROPRIÉTÉS.

Ils sont surtout caractérisés par l'acide oléi-

que qu'on en extrait au moyen de tous les acides qui décomposent les stéarates.

Tous les oléates, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles dans l'eau.

Les autres genres de sels formés d'un acide ternaire à élémens d'oxigène, de carbone et d'hydrogène étant caractérisés surtout par l'acide qu'on en extrait, et ces sels ne présentant pas d'espèces qu'il nous importe de connaître, je n'en dirai rien dans ces généralités.

SECTION XIII.

SELS FORMÉS 1° D'ACIDES TERNAIRES, A ÉLÉMENS D'OXIGÈNE, D'AZOTE ET DE CARBONE DE LA TROISIÈME SECTION; 2° D'OXIDES BINAIRES.

CARBAZOTATES.

I. COMPOSITION.

100 parties d'acide carbazotique neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,265 d'oxigène (Liebig).

II. PROPRIÉTÉS.

Tous ces sels sont jaunes, et plus ou moins amers; ils détonnent plus ou moins fortement par la chaleur.

Ils sont caractérisés par ces propriétés et l'acide carbazotique, qu'on en sépare au moyen de l'acide nitrique.

SELS D'AMER AU MINIMUM, ou D'ACIDE INDIGOTIQUE.

I. COMPOSITION.

100 parties de cet acide neutralisent une quantité d'oxide qui contient 3,23 d'oxigène (Buff).

II. PROPRIÉTÉS.

Il sont colorés en jaune plus ou moins orangé; ils ne détonnent que faiblement par la chaleur.

Ils sont caractérisés par leur acide, et celui-ci l'est surtout, par la couleur rouge qu'ils développent avec les sels à base de peroxide de fer.

SECTION XIV.

SELS FORMÉS 1° D'ACIDES QUATERNAIRES A ÉLÉMENS D'OXIGÈNE, D'AZOTE, DE CARBONE ET D'HYDROGÈNE ; 2° D'OXIDES BINAIRES.

Les sels qui appartiennent à cette section n'ayant pas été étudiés en détail, et ne présentant rien de bien important pour l'art de la teinture, je n'en dirai rien.

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

SELS A BASE BINAIRE AUTRE QU'UN OXIDE.

Nous ne connaissons qu'une seule base qui soit dans le cas de former des sels appartenant à cette sous-division : c'est l'ammoniaque.

SELS AMMONIACAUX.

Les propriétés génériques des sels ammoniacaux, en tant qu'on les envisage relativement aux acides compris dans les 14 sections précédentes, peuvent jusqu'à un certain point être déduites de ce que nous avons dit, en tenant compte toutefois de la volatilité de l'ammoniaque.

Tous ces sels sont décomposés par la magnésie à chaud, et à plus forte raison par les alcalis plus énergiques, et ils sont caractérisés comme sels ammoniacaux par le dégagement même de leur base reconnaissable à son odeur, etc.

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

SELS A BASES QUATERNAIRES.

Les bases salifiables quaternaires dont nous avons parlé dans la 3e division, en s'unissant aux acides compris dans les 14 sections précédentes, forment des sels dont les propriétés génériques, en tant qu'on considère l'acide, peuvent être déduites de ce que nous avons dit, en tenant compte toutefois de l'altérabilité des mêmes bases.

Tous ces sels sons décomposés par l'ammoniaque, la magnésie, et à plus forte raison par les alcalis plus énergiques.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
RUE D'ERFURTH, N° 1, PRÈS DE L'ABBAYE.

VINGT-TROISIÈME LEÇON.

DES SELS GROUPÉS EN GENRES, QUI CONTIENNENT LA MÊME BASE SALIFIABLE.

Messieurs,

Dans cette leçon je traiterai des propriétés générales que présentent les sels lorsqu'on en fait des groupes qui contiennent chacun une même base salifiable; et comme mon objet principal est de caractériser les groupes qui sont formés d'après cette considération de l'identité de la base, et que les propriétés caractéristiques qui dérivent de la base s'observent particulièrement sur les sels solubles, je ne traiterai guère que de ces derniers; et à ce sujet je rappellerai que dans le cas où il s'agit d'examiner un sel insoluble, il est toujours facile de le convertir en un sel soluble, 1° en le traitant par le sous-carbonate de potasse ou de soude, pour en séparer l'acide; 2° en reprenant le résidu soit par l'acide nitrique, soit par l'acide sulfurique ou hydrochlorique; mais comme ceux-

ci ne dissolvent pas toutes les bases, l'acide nitrique leur est préférable en général.

Je ferai trois classes des sels envisagés relativement à leurs bases :

1° Les sels à bases d'oxides binaires. Je les examinerai dans l'ordre où j'ai traité des radicaux de leurs bases.

2° Les sels à bases salifiables binaires non oxigénées. Il n'y a dans cette classe que les sels ammoniacaux.

3° Les sels à bases salifiables quaternaires.

PREMIÈRE CLASSE.

SELS A BASE D'OXIDES BINAIRES.

SELS DE PROTOXIDE DE CHROME.

Les sels de chrôme dissous dans une suffisante quantité d'eau sont verts.

Ils ont toujours une réaction acide sur le tournesol.

La potasse, la soude, en précipitent un hydrate vert qui est soluble à froid dans un excès de ces bases. La solution se décompose par la chaleur.

L'hydrocyanoferrate de potasse et l'acide hydrosulfurique ne les décomposent pas.

DISSOLUTIONS ACIDES DE SILICE.

On ne peut les considérer comme des sels. J'ai parlé de leurs propriétés dans la leçon précédente.

DISSOLUTIONS ACIDES DE TITANE.

On ne peut les considérer comme des sels. J'ai parlé de leurs propriétés dans la leçon précédente. Les caractères de ces solutions sont la saveur astringente, l'acidité, la propriété de précipiter en rouge orangé par l'hydrocyanoferrate de potasse et la noix de galle, et la propriété de ne pas se colorer par l'acide hydrosulfurique.

SELS DE PROTOXIDE D'ANTIMOINE.

Il n'y a guère que le nitrate et l'hydrochlorate de protoxide d'antimoine qu'on puisse obtenir en dissolution dans l'eau; encore est-il presque toujours nécessaire que ce liquide soit acidulé, autrement il se précipiterait un sous-sel.

Les solutions de protoxide d'antimoine sont incolores.

Elles rougissent fortement le papier de tournesol.

Elles ne précipitent pas par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elles précipitent par l'acide hydrosulfurique en flocons d'un beau jaune orangé, qui se distinguent des sulfures d'arsenic et de cadmium, ainsi que du bisulfure d'étain, qui ont une couleur analogue :

1° Du sulfure d'arsenic, en ce que le précipité de sulfure d'antimoine n'est pas volatil ;

2° Du sulfure de cadmium, en ce que, chauffé, il donne de l'eau, et passe au noir brillant ;

3° Du bisulfure d'étain, en ce que le changement précédent n'est pas accompagné d'un dégagement de soufre.

DISSOLUTIONS ACIDES DE TELLURE.

Elles sont incolores ; elles se troublent par l'eau quand elles sont concentrées.

Le zinc, le fer, l'antimoine, en précipitent le tellure à l'état métallique.

Les hydrosulfates en précipitent un sulfure brun.

La potasse et la soude en précipitent le per-

oxide de tellure qui est soluble dans un excès d'alcali.

La noix de galle y fait un précipité de couleur isabelle.

L'hydrocyanoferrate de potasse ne les trouble pas.

DISSOLUTIONS ACIDES D'OR.

Les dissolutions d'or précipitent du pourpre de Cassius par les sels de protoxide d'étain.

Les sels de protoxide de fer en précipitent de l'or métallique.

DISSOLUTIONS ACIDES D'IRIDIUM.

L'iridium est susceptible de former avec l'acide hydrochlorique des dissolutions qui sont ou bleues, ou rouges, et qui n'ont pas encore été suffisamment étudiées pour qu'on puisse avoir une opinion définitive sur leur nature.

La solution bleue hydrochlorique ne précipite par aucun alcali.

Les désoxigénans, comme l'acide hydrosulfurique, le fer, le sulfate de protoxide de ce métal, le zinc et l'étain, la décolorent; le chlore fait reparaître la couleur primitive, et si on en ajoute un excès, la couleur passe au pourpre.

La solution rouge hydrochlorique est très-astringente.

Elle est décolorée par le sulfate de protoxide de fer; le chlore fait reparaître la couleur rouge.

L'ammoniaque précipite la solution concentrée en un composé d'une couleur pourpre si foncée qu'il paraît noir.

SELS DE RHODIUM.

Il n'y a que le peroxide de rhodium qui forme des sels.

Ils sont d'une couleur rose quand leur solution est convenablement étendue.

La potasse les précipite en hydrate rose qui prend une couleur jaune par la dessication.

Le zinc, le fer, le cuivre, le mercure, précipitent le rhodium à l'état métallique de sa solution hydrochlorique.

Cette solution n'est pas décomposée par les hydrosulfates; en quoi elle diffère de celles de platine et de palladium.

L'hydrocyanoferrate de potasse ne la précipite pas; en quoi elle diffère de celle de palladium.

Les chlorures de potassium et de sodium ne la précipitent pas.

SELS DE PLATINE.

Ils sont d'un rouge brun, mais on ne connaît guère que les propriétés du perchlorure de platine ou hydrochlorate de peroxide.

Ils donnent tous un précipité jaune avec le chlorure de potassium et l'hydrochlorate d'ammoniaque; ils n'en donnent pas avec le chlorure de sodium.

La potasse, l'ammoniaque, et tous leurs sels, précipitent le perchlorure de platine.

Cette solution n'est pas précipitée par le sulfate de protoxide de fer ni par le protochlorure d'étain, comme l'est la dissolution d'or.

Elle n'est pas précipitée par l'hydrocyanoferrate de potasse; elle l'est par les hydrosulfates.

Le mercure en précipite le platine.

SELS DE PALLADIUM.

Le sulfate, le nitrate, l'hydrochlorate de palladium, sont solubles dans l'eau.

Les dissolutions de ces sels ont une couleur mixte entre celles de platine et celles de rhodium.

Le palladium est précipité à l'état métallique par le sulfate de protoxide de fer, le zinc, le fer, le mercure.

Il n'est pas précipité par les sels de potasse et d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse le précipite en jaune rougeâtre.

Le cyanure de mercure le précipite en jaune.

La potasse en précipite un oxide hydraté rouge brun.

SELS DE PROTOXIDE DE MERCURE.

Ils ont une saveur acide astringente et un *goût métallique.*

Ils sont incolores, mais ils noircissent par leur exposition à la lumière.

Ils précipitent du mercure par les phosphites, le fer, l'étain, le zinc, le bismuth, le cuivre.

La potasse et la soude y font un précipité noir qui est un mélange de peroxide et de mercure.

L'hydrosulfate de potasse et l'acide hydrosulfurique y font un précipité noir qui est un mélange de cinabre et de mercure.

L'acide hydrochlorique et le chlorure de sodium y font un précipité blanc de protochlorure.

SELS DE PEROXIDE DE MERCURE.

Ils ont une saveur plus forte que celle des précédens, et un *goût métallique* prononcé.

Ils sont incolores à l'état neutre.

Ils précipitent du mercure par les phosphites, le fer, le zinc, le cuivre, etc.

Ils se distinguent des précédens en ce qu'ils précipitent un hydrate jaune orangé par la potasse et la soude, et qu'ils ne se troublent pas par le chlorure de sodium ou par l'acide hydrochlorique.

SELS D'ARGENT.

Les sels solubles sont incolores, excepté le sous-hyponitrite.

Ils ont une saveur acide astringente et un *goût métallique* très-prononcé.

Ils noircissent par leur exposition à la lumière.

Ils précipitent un oxide d'un gris noirâtre par les alcalis fixes, qui est très-soluble dans l'ammoniaque, et qui laisse un résidu d'argent lorsqu'on l'expose à la chaleur.

Ils précipitent un chlorure blanc pesant insoluble dans l'acide nitrique quand on y verse de l'acide hydrochlorique ou du chlorure de sodium.

Ils sont précipités en sulfure noir par l'acide hydrosulfurique.

L'argent en est séparé à l'état métallique par le sulfate de protoxide de fer, le fer, et même le cuivre.

SELS DE PROTOXIDE DE CUIVRE.

On ne connaît guère que deux solutions qui se comportent comme le feraient des sels de protoxide; savoir :

1o *Celle du sulfite de protoxide de cuivre dans l'acide sulfureux;*

2o *La solution hydrochlorique du protochlorure de ce métal.*

Elles sont incolores.

Elles donnent, par un excès de potasse, un précipité floconneux jaune d'hydrate de protoxide.

Elles ne se colorent pas en bleu par l'ammoniaque, si elles sont privées du contact de l'air.

SELS DE DEUTOXIDE DE CUIVRE.

Tous les sels solubles à base de deutoxide de cuivre ont, du moins quand ils sont dissous dans l'eau, une couleur bleue. Si la solution concentrée de l'hydrochlorate de deutoxide ou

du perchlorure de cuivre est verte, elle passe au bleu lorsqu'on y ajoute de l'eau.

Ils ont une saveur acide, astringente et assez généralement fraîche quand ils ne sont pas desséchés, et une odeur métallique des plus désagréables.

Lorsqu'on ne verse dans une solution de sel cuivreux qu'une quantité de potasse, de soude ou d'ammoniaque insuffisante pour neutraliser tout l'acide, on obtient un précipité vert qui est un sous-sel. Si on met un excès de potasse ou de soude, le précipité est bleu; c'est un hydrate.

Si on verse un excès d'ammoniaque dans un sel de cuivre parfaitement pur, il ne se produit pas de précipité, ou s'il s'en produit un d'abord, il est ensuite complètement redissous; la liqueur est d'un bleu beaucoup plus foncé qu'elle n'était auparavant. Il paraît qu'alors on doit la considérer comme la dissolution d'un *sel double d'ammoniaque et de deutoxide de cuivre*, + *de cuprate d'ammoniaque*, c'est-à-dire du deutoxide de cuivre uni à de l'ammoniaque.

Si le sel de cuivre contenait du peroxide de fer, celui-ci ne serait pas redissous dans l'excès d'ammoniaque.

Le zinc, le fer, précipitent le cuivre à l'état

métallique; c'est même un moyen de reconnaître la présence de ce métal dans plusieurs dissolutions salines, et d'en déterminer la proportion. Quand on emploie le fer à cet usage, il faut être sûr que ce dernier formera un sel soluble avec l'acide qui est uni à l'oxide de cuivre. C'est pour cette raison que si on avait une solution nitrique de cuivre, il faudrait employer le zinc de préférence au fer, parce que celui-ci décomposerait une portion d'acide nitrique, et passerait à l'état de sous-nitrate insoluble.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates le précipitent en sulfure brun verdâtre.

L'hydrocyanoferrate de potasse le précipite en flocons d'un rouge marron.

SELS DE PROTOXIDE D'URANE.

Les dissolutions de ces sels sont vertes, mais elles passent facilement au jaune en se suroxidant.

SELS DE PEROXIDE D'URANE.

Ils sont d'un beau jaune de citron; la saveur des sels solubles est astringente sans odeur métallique.

La potasse et la soude précipitent de ces der-

niers un hydrate jaune qui est entièrement soluble dans les sous-carbonates de potasse et de soude, et qui ne l'est pas dans un excès d'alcali caustique.

Le peroxide d'urane hydraté est insoluble dans l'ammoniaque, mais il en retient opiniâtrement une portion lorsqu'il a été précipité par elle.

Les sels de deutoxide d'urane sont précipités en brun jaunâtre par l'hydrosulfate d'ammoniaque; en chocolat rouge par l'hydrocyanoferrate de potasse; en chocolat brun par la noix de galle.

SELS DE BISMUTH.

Ils sont incolores, et la saveur des sels solubles est très-acide et astringente.

Les solutions concentrées précipitent un sous-sel dès qu'elles sont mêlées avec de l'eau. Celle-ci retient en dissolution une portion de l'acide, + du sous-sel.

Ils sont précipités en blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque; le précipité est insoluble dans un excès de ces alcalis.

Le sous-carbonate d'ammoniaque les précipite en sous-carbonate, s'il n'est pas employé en excès, car un excès redissoudrait le précipité.

L'hydrogène sulfuré les précipite en sulfure noir.

Le zinc, l'étain et le cuivre en précipitent du bismuth métallique.

SELS DE PROTOXIDE D'ÉTAIN.

Les sels solubles de protoxide d'étain ont une odeur d'étain vraiment caractéristique, une saveur acide et astringente.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, en précipitent un hydrate blanc soluble dans un excès de ces alcalis; cet hydrate, tenu un temps suffisant dans l'eau bouillante, se transforme en protoxide gris anhydre.

Ils dégagent de l'acide nitreux quand on les traite par l'acide nitrique bouillant.

Ils précipitent un protosulfure d'un brun noirâtre par l'acide hydrosulfurique.

Ils précipitent en blanc par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Ils précipitent en fauve par la noix de galle.

Le zinc en précipite de l'étain métallique.

Enfin ils donnent du pourpre de Cassius avec la solution d'or.

SELS DE DEUTOXIDE D'ÉTAIN.

Les sels solubles de deutoxide d'étain ont une saveur acide et astringente.

Ils précipitent un hydrate blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque; le précipité est soluble dans un excès d'alcali.

Ils précipitent du persulfure hydraté jaune quand on y ajoute de l'acide hydrosulfurique ou des hydrosulfates.

Ils ne donnent pas de pourpre avec la solution d'or.

SELS DE PROTOXIDE DE PLOMB.

Les sels solubles dont l'acide est blanc sont incolores, excepté les sous-hyponitrites, et ils ont une saveur douce et astringente.

Un assez grand nombre de ces sels verdissent la teinture de violettes.

Les sels neutres rougissent le tournesol.

Ils sont précipités en hydrate ou en sous-sel blanc par la potasse, la soude, l'ammoniaque.

Ils sont précipités en sulfate blanc par l'acide sulfurique et le sulfate de soude;

En sulfure noir par l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates.

Le plomb est précipité à l'état métallique par le zinc, l'étain, etc.

SELS DE PROTOXIDE DE CÉRIUM.

Les sels solubles sont incolores et ont une saveur douce et astringente.

Ils ont une réaction acide sur le tournesol.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, en précipitent un hydrate blanc insoluble dans un excès d'alcali.

L'acide hydrosulfurique ne les décompose pas; les hydrosulfates alcalins en précipitent de l'hydrate.

Les oxalates et les tartrates solubles, et l'hydrocyanoferrate de potasse, les précipitent en blanc.

SELS DE PROTOXIDE DE COBALT.

Toutes les solutions de sels de cobalt sont roses, excepté celle de l'hydrochlorate ou chlorure, qui est bleue quand elle est concentrée.

A froid, les eaux de potasse, de soude, les précipitent en flocons d'un beau bleu qui, en absorbant l'oxigène atmosphérique de l'eau, passe au vert olive. Si l'on opère avec des solutions bouillantes, le précipité ne devient pas

vert ; il passe au rose jaunâtre en absorbant de l'eau, suivant Proust.

L'ammoniaque, versée dans une solution de cobalt, forme un précipité d'oxide de cobalt qui ne se dissout dans un grand excès d'ammoniaque qu'autant que celle-ci est concentrée. Dans tous les cas, une portion d'oxide forme un sel double qui reste en dissolution.

L'acide hydrosulfurique précipite en sulfure noir les solutions de cobalt qui sont aussi neutres que possible ; mais la précipitation s'arrête dès que l'acide mis en liberté est dans une certaine proportion.

Les hydrosulfates les décomposent complètement.

L'hydrocyanoferrate de potasse les précipite en flocons verts.

Les sels de cobalt, séchés et fondus avec le borax, le colorent en bleu.

SELS DE PROTOXIDE DE NICKEL.

Les solutions des sels de nickel sont d'une belle couleur verte qui ne passe point au bleu par l'addition de l'eau, ainsi que cela arrive à la solution concentrée d'hydrochlorate de deutoxide de cuivre.

La potasse, la soude, en précipitent un hydrate vert qui est insoluble dans un excès d'alcali, et qui, fondu avec le borax, le colore en couleur d'hyacinthe.

L'ammoniaque versée dans les solutions de nickel forme un sel double : s'il y a un précipité, celui-ci se redissout dans un excès suffisant d'alcali, et colore la liqueur en bleu.

Les solutions de nickel aussi neutres que possible précipitent du sulfure noir par l'acide hydrosulfurique ; mais la précipitation s'arrête dès qu'il y a un certain excès d'acide mis en liberté.

Les hydrosulfates solubles les décomposent complètement.

Elles sont précipitées en vert léger par l'hydrocyanoferrate de potasse.

SELS DE PROTOXIDE DE FER.

Les solutions de sels de protoxide de fer ont une saveur acide, astringente et sucrée, et l'odeur de l'encre.

Elles ont une couleur d'un vert léger.

Elles précipitent par la potasse et la soude un hydrate blanc qui est insoluble dans un excès de ces alcalis.

L'ammoniaque y fait un précipité semblable, qu'un excès d'alcali redissout.

A chaud, l'acide nitrique les suroxide; il se dégage de la vapeur nitreuse.

Elles dissolvent le deutoxide d'azote, et se colorent en brun.

La noix de galle ne les colore et ne les précipite pas.

Les hydrosulfates les précipitent en sulfure noir hydraté.

L'hydrocyanoferrate de potasse y fait un précipité blanc qui passe promptement au bleu par le contact de l'oxigène.

SELS DE PEROXIDE DE FER.

Les solutions de ces sels sont ou incolores, ou d'un jaune rouge brun; elles ont une saveur acide et astringente qui n'est pas accompagnée de l'odeur de l'encre.

Elles précipitent un hydrate de couleur orangée brune par la potasse, la soude et l'ammoniaque.

Elles précipitent en bleu par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elles se colorent en bleu par la noix de galle, ou plutôt par l'acide gallique.

L'acide hydrosulfurique les ramène au minimum d'oxidation ; il se produit de l'eau et un dépôt de soufre.

A chaud, le fer les ramène au minimum.

J'ai observé qu'à froid le mercure produit le même effet, du moins sur le sulfate de peroxide de fer.

DISSOLUTIONS D'OXIDES INTERMÉDIAIRES.

Ces dissolutions peuvent être représentées par des sels au minimum et des sels au maximum d'oxidation ; de sorte qu'il n'y a pas, à proprement parler, de sels de fer autres que ceux à bases des oxides extrêmes.

Les dissolutions d'oxides intermédiaires sont d'un vert plus foncé que celles à base de protoxide ; elles précipitent en vert bouteille par la potasse et la soude.

Lorsqu'on y verse ces alcalis goutte à goutte, on peut précipiter d'abord tout le peroxide, et ensuite le protoxide, par la raison que celui-ci a beaucoup plus d'alcalinité que le premier.

SELS DE CADMIUM.

Les solutions de ces sels sont incolores, et acides au tournesol.

Elles précipitent, par la potasse, la soude et l'ammoniaque, un hydrate blanc qui est soluble dans un excès d'alcali.

Elles précipitent par le sous-carbonate d'ammoniaque. Le précipité est insoluble dans un excès de ce sel; en cela les solutions de cadmium diffèrent de celles du zinc.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates en précipitent un sulfure jaune qui est fixe au feu.

Le zinc précipite le cadmium à l'état métallique de ses sels.

SELS DE PROTOXIDE DE ZINC.

Les solutions de ces sels sont incolores; elles ont une saveur astringente particulière.

Elles précipitent, par la potasse, la soude et l'ammoniaque, en hydrate blanc qui est soluble dans un excès d'alcali.

L'acide hydrosulfurique les précipite en partie, les hydrosulfates complètement, en un sulfure hydraté d'un blanc jaunâtre.

Elles précipitent en blanc par l'hydrocyanoferrate de potasse.

SELS DE PROTOXIDE DE MANGANÈSE.

Les solutions de ces sels sont ou incolores, ou légèrement rosées.

Elles ont une saveur douceâtre et un peu astringente.

Elles précipitent par la potasse, la soude, un hydrate blanc insoluble dans un excès de ces alcalis, qui ne tarde pas à brunir s'il a le contact de l'oxigène atmosphérique.

L'ammoniaque en précipite également de l'hydrate, mais un excès d'alcali le redissout.

Elles ne sont pas, ou que très-incomplètement, précipitées par l'acide hydrosulfurique; elles le sont en blanc jaunâtre par les hydrosulfates solubles.

Elles précipitent en blanc par l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elles ne précipitent pas par la noix de galle.

Un sel de manganèse, fondu avec de la potasse, donne du *caméléon*.

DISSOLUTIONS ROUGES DE MANGANÈSE.

La solution rouge de manganèse qu'on se procure le plus facilement est un sulfate; elle est précieuse comme réactif disposé à céder de son oxigène, et à s'abaisser ainsi au minimum.

Quand on la fait chauffer, elle laisse dégager de l'oxigène, et se décolore.

Chauffée avec l'acide hydrochlorique, elle se décolore, et du chlore se dégage.

L'eau ajoutée à cette solution en précipite un peroxide.

SELS DE ZIRCONE.

Les solutions de ces sels sont incolores; elles ont une saveur acide et très-astringente.

Elles précipitent par l'acide phosphorique, et par le sulfurique quand elles sont suffisamment concentrées.

L'ammoniaque, et, à plus forte raison, la potasse et la soude, en précipitent un hydrate incolore qui est insoluble dans un excès de ces alcalis.

La zircone hydratée récemment précipitée est soluble dans le sous-carbonate d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse précipite les solutions de zircone en jaune de citron.

La noix de galle les précipite en jaune.

Les hydrosulfates en précipitent de l'hydrate.

SELS D'ALUMINE.

Les solutions de sels d'alumine ont une saveur acide, astringente et sucrée.

L'ammoniaque en précipite un hydrate incolore qui est soluble dans la potasse et la soude.

Le sous-carbonate d'ammoniaque en précipite de l'hydrate qui ne se redissout pas dans un excès de sel alcalin.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, ne les précipitent pas.

L'hydrosulfate d'ammoniaque en précipite de l'hydrate.

L'acide oxalique ne les précipite pas.

SELS DE GLUCINE.

Les solutions de ces sels ont une saveur plus sucrée et moins astringente que celle des sels d'alumine.

Ils précipitent par l'ammoniaque un hydrate qui est insoluble dans l'ammoniaque, mais qui est soluble dans la potasse, la soude et le sous-carbonate d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, l'acide oxalique, ne les précipitent pas.

L'hydrosulfate d'ammoniaque en précipite un hydrate gélatineux.

Le succinate d'ammoniaque les précipite.

SELS D'YTTRIA.

Les solutions de ces sels ont une saveur acide, astringente et sucrée.

L'ammoniaque, la potasse, la soude, en précipitent un hydrate gélatineux insoluble dans un excès d'alcali et dans le sous-carbonate d'ammoniaque.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, les précipitent.

Les oxalates solubles les précipitent.

Le succinate de soude ne les précipite pas.

Les hydrosulfates solubles en précipitent un hydrate gélatineux.

SELS DE MAGNÉSIE.

Ces sels, comme ceux de chaux, de strontiane, de baryte, de lithine, de soude et de potasse, n'ont pas de réaction acide sur le tournesol.

Les solutions de sels de magnésie ont une saveur douceâtre, amère et désagréable.

Lorsqu'on y verse de l'ammoniaque, et qu'on filtre la liqueur au bout d'une demi-heure, on obtient une solution d'un sel double de magnésie et d'ammoniaque, et un précipité d'hydrate de magnésie.

Les sels de magnésie sont décomposés complètement par la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux.

Les solutions concentrées de sels solubles précipitent au bout d'un certain temps par l'acide oxalique.

L'hydrocyanoferrate de potasse, la noix de galle, l'hydrosulfate d'ammoniaque, ne les précipitent pas.

Le carbonate de potasse ou de soude ne les précipitent pas; mais en faisant bouillir les solutions de ces sels après les avoir mêlées, il se dégage de l'acide carbonique, et il se dépose du sous-carbonate de magnésie.

Lorsqu'on verse dans un sel de magnésie qu'on a mêlé avec du carbonate de potasse ou de soude, du phosphate d'ammoniaque, il se précipite lentement du phosphate ammoniaco-magnésien. Si, pendant que la liqueur est claire et contenue dans un verre de montre, on raie avec un petit tube le fond de ce verre, sur-le-champ les parties rayées se recouvrent de très-petits cristaux de phosphate ammoniaco-magnésien.

SELS DE CHAUX.

Les solutions de ces sels ne sont pas acides au tournesol.

Elles ont une saveur amère et piquante.

L'ammoniaque ne les précipite pas; ce qui les distingue des sels de magnésie.

L'oxalate d'ammoniaque les précipite sur-le-champ.

La potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, les décomposent.

Les solutions très-étendues ne précipitent pas par l'acide sulfurique, comme le font les sels de baryte.

Enfin, la solubilité dans l'eau du sulfate de chaux concret est assez grande pour distinguer ce sel du sulfate de strontiane; car celui-ci est insoluble relativement au premier.

SELS DE STRONTIANE.

Les solutions de sels de strontiane ne précipitent pas par l'ammoniaque, ni par l'eau de chaux.

Elles précipitent par la potasse, la soude, la lithine et la baryte.

Les sels de strontiane, mêlés à l'alcool, en colorent la flamme en pourpre.

Les solutions de ces sels très-étendues ne précipitent pas par l'acide sulfurique, comme le font les sels de baryte.

La forme du chlorure de strontium en aiguilles fines, sa solubilité dans l'alcool, et la couleur de la flamme de cette solution, servent de caractère aux sels à base de strontiane; je suppose que l'on ait obtenu un précipité de sous-carbonate d'un sel soupçonné être à base de strontiane, et qu'on l'ait dissous ensuite dans l'acide hydrochlorique.

SELS DE BARYTE.

Les solutions de ces sels ne rougissent pas le tournesol; elles ont une saveur amère particulière.

Elles précipitent de l'hydrate de baryte par la potasse et la soude quand elles sont suffisamment concentrées; si on les a chauffées, on obtient l'hydrate cristallisé par le refroidissement.

Elles ne précipitent ni par l'ammoniaque, ni par la chaux, ni par la strontiane.

Toutes, très-étendues d'eau, précipitent, par l'acide sulfurique, un sulfate insoluble dans un excès d'acide nitrique.

La forme lamelleuse du chlorure de barium

préparé en neutralisant par l'acide hydrochlorique le sous-carbonate produit par le sous-carbonate de potasse qu'on a fait réagir sur un sel soupçonné être à base de baryte, la propriété de ce chlorure, de n'être pas déliquescent, et de ne pas colorer en pourpre la flamme de l'alcool, sont des caractères distinctifs des sels de baryte.

SELS DE LITHINE.

Ils n'ont pas été assez étudiés pour qu'on puisse les caractériser autrement qu'en en séparant la lithine; cependant on sait que ces sels sont neutres au tournesol, que la potasse et la soude en séparent la base, et que le plus grand nombre sont solubles.

Le sous-carbonate de lithine tient, par sa solubilité, le milieu entre les sous-carbonates insolubles et les sous-carbonates de potasse et de soude.

SELS DE SOUDE.

Ils sont neutres au tournesol, et fixes à une chaleur rouge.

Tous sont solubles dans l'eau.

Aucune de leurs solutions n'est précipitée par le sous-carbonate de soude ou de potasse.

Aucun sel de soude ne dégage d'ammoniaque

lorsqu'on le chauffe avec de la soude ou de la potasse.

Ils ne précipitent pas le platine. Le sulfate de soude est un sel bien caractérisé par sa forme prismatique, son efflorescence, et la propriété qu'il a de ne pas précipiter le sulfate d'alumine en alun.

SELS DE POTASSE.

Ils sont neutres au tournesol, et fixes à une chaleur rouge.

Aucune de leurs solutions n'est précipitée par le sous-carbonate de potasse ou de soude.

Aucun d'eux ne dégage d'ammoniaque par la potasse ou la soude.

Ils précipitent le platine en petits grains ou en poudre de couleur jaune.

Le sulfate de potasse est un sel bien caractérisé par sa forme de dodécaèdre, parce qu'il est anhydre, et que sa solution concentrée donne un précipité cristallin d'alun quand on la mêle avec celle du sulfate d'alumine.

DEUXIÈME CLASSE.

SELS AMMONIACAUX.

Ils ont une saveur fraîche et piquante ; ils ont une réaction acide sur le tournesol.

Tous ne laissent aucun résidu à la chaleur rouge, si leur acide est volatil.

Tous sont solubles dans l'eau.

Tous dégagent de l'ammoniaque quand on les triture avec de la potasse, de la soude, de la lithine, de la baryte, de la strontiane, de la chaux, et même de la magnésie.

Ils précipitent tous le chlorure de platine à la manière des sels de potasse.

Le sulfate d'ammoniaque précipite le sulfate d'alumine en alun.

TROISIÈME CLASSE.

SELS A BASES QUATERNAIRES.

Ces sels n'ont pas assez de rapports avec l'art de la teinture pour que nous les examinions.

VINGT-QUATRIÈME LEÇON.

ÉTUDE SPÉCIALE DE PLUSIEURS SELS A BASE D'AMMONIAQUE ET A BASE DE POTASSE.

MESSIEURS,

Cette leçon, et les deux suivantes, seront consacrées à l'étude spéciale des sels en usage en teinture, et de quelques autres qu'il importe de connaître lorsqu'on veut s'élever de la pratique à la théorie de l'art.

Voici l'ordre suivant lequel les sels dont nous parlerons seront étudiés :

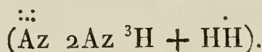
1. Sels ammoniacaux.
2. — de potasse.
3. — de soude.
4. — de chaux.
5. — d'alumine.
6. — de manganèse.
7. — de zinc.
8. — de fer.
9. — de plomb.
10. — d'étain.
11. — de cuivre.

PREMIÈRE SECTION.

SELS AMMONIACAUX.

CHAPITRE PREMIER.

NITRATE D'AMMONIAQUE



$(\overset{\therefore}{Az}\ 2Az\,{}^{3}H + \dot{H}H)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique. .	67,44	1	677,00
Ammoniaque. . .	21,36	2	214,46
Eau.	11,20	1	112,48
	100,00	poids at.	1003,94

II. NOMENCLATURE.

Nitre inflammable.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des pyramides à six faces, ou en fibres réunies en faisceaux.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il se dissout dans 2 parties d'eau froide et dans $\frac{1}{2}$ partie d'eau bouillante.

La solution concentrée de ce sel, chauffée de 21 à 37°,7, puis refroidie, donne des prismes hexaèdres. Concentrée à 100°, elle donne des fibres élastiques qui retiennent moins d'eau de cristallisation que les prismes.

Le nitrate d'ammoniaque, distillé doucement, se décompose, du moins en partie.

$$1 \text{ at.} = \begin{cases} 1 \text{ acide nitrique} = \begin{cases} 5 \text{ oxigène}, \\ 2 \text{ azote}; \end{cases} \\ 2 \text{ ammoniaque} = \begin{cases} 2 \text{ azote}, \\ 6 \text{ hydrogène}, \end{cases} \end{cases}$$

donne

$$3 \text{ at. d'eau} \ldots\ldots = \begin{cases} 3 \text{ oxigène}, \\ 6 \text{ hydrogène}; \end{cases}$$

$$2 \text{ at. protoxide d'azote} = \begin{cases} 2 \text{ oxigène}, \\ 4 \text{ azote}. \end{cases}$$

Si le nitrate se décomposait rapidement, il donnerait

$$3 \text{ at. d'eau} \ldots = \begin{cases} 3 \text{ oxigène}, \\ 6 \text{ hydrogène}; \end{cases}$$

$$1 \text{ at. acide nitreux} = \begin{cases} 2 \text{ oxigène}, \\ 2 \text{ azote}, \end{cases}$$

2 azote.

V. PRÉPARATION.

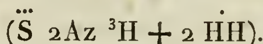
On neutralise l'acide nitrique par le sous-carbonate d'ammoniaque.

VI. USAGES.

Il ne sert qu'à préparer le protoxide d'azote,

CHAPITRE II.

SULFATE D'AMMONIAQUE



$(\dddot{S}\ 2Az\ {}^{3}H + 2\ \dot{H}H)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	53,28	1	501,16
Ammoniaque. .	22,80	2	214,46
Eau.	23,92	2	224,96
	100,00	poids at.	940,58

L'ammoniaque est susceptible de s'unir à une proportion double d'acide sulfurique. Mais ce sel n'est d'aucun usage.

II. NOMENCLATURE.

Sel ammoniacal secret de Glauber.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est légèrement déliquescent.

Il exige deux fois son poids d'eau à 15°,15, et une fois son poids d'eau bouillante pour se dissoudre.

Il se combine à un grand nombre de sulfates; tels sont ceux d'alumine, de potasse, de soude, de magnésie, de protoxide de fer, de nickel, etc.

Exposé à la chaleur, il décrépite, se fond, perd de l'eau et de l'ammoniaque, enfin il se volatilise à l'état de bisulfate. On dit que, si la température est suffisamment élevée, il se produit du sulfite; alors la désoxigénation de l'acide sulfurique est opérée par l'hydrogène d'une portion d'ammoniaque qui se décompose; conséquemment, il se forme de l'eau, et du gaz azote est mis en liberté.

V. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans des produits volcaniques et dans quelques eaux naturelles.

VI. PRÉPARATION.

On peut le préparer en neutralisant du sous-carbonate d'ammoniaque par l'acide sulfurique, ou en décomposant le sulfate de chaux

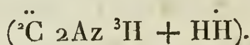
par le sous-carbonate d'ammoniaque empyreumatique obtenu de la distillation des matières animales.

VII. USAGES.

Il est employé dans la fabrication de l'alun, et peut remplacer avantageusement l'hydrochlorate d'ammoniaque dans la plupart des procédés des arts.

CHAPITRE III.

CARBONATE D'AMMONIAQUE



$({}^{2}\ddot{C}\ 2Az\ {}^{3}H + \dot{H}H)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en vol.	en atomes.	
Acide carbonique	62,85	2	2 . . .	553,06
Ammoniaque. . .	24,37	2	2 . . .	214,46
Eau	12,78	0	1 . . .	112,48
	100,00		poids at.	880,00

Ce sel ne peut exister sans eau.

II. NOMENCLATURE.

Carbonate d'ammoniaque neutre, bicarbonate d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes à 6 pans.
Il est volatil, mais en se décomposant.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans 8 p. d'eau froide.

V. PRÉPARATION.

On fait passer du gaz acide carbonique dans une solution concentrée de sous-carbonate d'ammoniaque, et l'on obtient le carbonate d'ammoniaque cristallisé.

CHAPITRE IV.

SOUS-CARBONATE D'AMMONIAQUE



$(\ddot{C}\ 2Az\ ^{3}H)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en vol.	en atomes.	
Acide carboniq.	56,32	1	1 . . .	276,53
Ammoniaque. .	43,68	2	2 . . .	214,46
	100,00		poids at.	490,99

II. NOMENCLATURE.

Sel volatil d'Angleterre. Bisous-carbonate d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est concret, cristallisable par sublimation, et assez volatil pour s'évaporer à l'air aux températures ordinaires.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est plus soluble dans l'eau que le précédent; la solution doit être faite à froid; ou, si on la faisait à chaud, il faudrait l'opérer dans un vaisseau fermé.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a l'odeur de l'ammoniaque; aussi est-il employé comme stimulant.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se forme dans la décomposition spontanée de plusieurs matières organiques, notamment dans celle de l'urine.

VII. PRÉPARATION.

On peut le préparer à l'état anhydre en mêlant sur le mercure 1 volume de gaz carbonique avec 2 volumes de gaz ammoniaque sec; les deux gaz se condensent en solide.

Le sous-carbonate du commerce se fait en distillant 1 partie d'hydrochlorate d'ammoniaque et 1 $\frac{1}{2}$ partie de sous-carbonate de chaux dans une cornue de grès qui communique à un récipient de grès à large orifice; il se forme du chlorure de calcium qui s'unit à de la chaux, de l'eau et du sous-carbonate d'ammoniaque, qui se dégagent, et se condensent en couche solide dans le récipient.

Le sel sublimé est incolore quand il a été préparé avec un hydrochlorate d'ammoniaque exempt de matière huileuse et de la craie pure. Au reste, la petite quantité de matière huileuse empyreumatique n'est pas nuisible à la plupart de ses usages.

Le sous-carbonate d'ammoniaque obtenu par ce procédé contient toujours une certaine quantité de carbonate, ou plutôt d'un sesqui-sous-carbonate, ce qui ne doit pas surprendre, puisque dans l'opération il se dégage une quantité notable de gaz ammoniaque.

Lorsqu'on prépare de grandes quantités de ce sel, on peut faire usage d'un vaisseau de fonte, et substituer le sulfate d'ammoniaque à l'hydrochlorate.

VIII. USAGES.

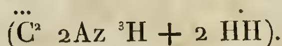
Il est employé plutôt par le teinturier-dégraisseur que par le teinturier; cependant, ainsi que je l'ai dit en traitant de l'ammoniaque, on fait usage, dans l'art de la teinture, d'urine pourrie, soit pour virer certaines couleurs, soit même pour monter les cuves d'indigo à l'urine. Or, l'urine fermentée ou putréfaite doit la propriété qui la fait rechercher pour ces usages au sous-carbonate d'ammoniaque qu'elle contient. Le teinturier pourrait donc à la rigueur employer du sous-carbonate d'ammoniaque, mais cette matière est plus chère que l'urine.

Le teinturier-dégraisseur se sert du sous-carbonate d'ammoniaque pour faire disparaître les taches que les acides ont produites, particulièrement sur des étoffes de prix. Mais alors il faut avoir soin, lorsqu'on l'a appliqué sur une tache quelconque, de laver l'étoffe de manière à enlever le sel ammoniacal employé en excès, et le sel ammoniacal qui résulte de la neutralisation de l'acide qui produisait la tache : autrement il pourrait arriver que, par l'exposition de l'étoffe à l'air, le nouveau sel ammoniacal qu'on a formé se décomposât, et qu'alors l'acide en excès re-

produisît la tache primitive qu'on avait voulu faire disparaître.

CHAPITRE V.

CARBONITE ou OXALATE D'AMMONIAQUE



$(\dddot{C}^2\ 2Az\ {}^3H + 2\ \dot{H}H)$.

I. COMPOSITION.

Acide oxalique.	67,87
Ammoniaque	32,13
	100,00

Ce sel cristallise en aiguilles fines ou en prismes. Il n'intéresse le teinturier qu'en ce qu'il est un réactif précieux pour reconnaître les sels calcaires, ou précipiter la chaux de ses dissolutions salines dans les analyses.

Quand on emploie l'oxalate d'ammoniaque à cet usage, il ne faut pas que la liqueur qu'on y mêle soit trop acide, parce qu'alors une portion de chaux pourrait rester en dissolution.

CHAPITRE VI.

HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE

(HCh Az^{3}H).



I. COMPOSITION.

	en poids.	en vol,	en atomes.	
Acide hydrochlor.	67,97	1	1 . . .	227,56
Ammoniaque . . .	32,03	1	1 . . .	107,23
	100,00		poids at.	334,79

II. NOMENCLATURE.

Sel ammoniac, sel ammoniacal, muriate d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en octaèdres qui se réunissent souvent de manière à représenter des feuilles de fougère ; il est susceptible de cristalliser en cubes.

Il est volatil, mais bien moins que le sous-carbonate d'ammoniaque ; il se condense en cristaux ou en une matière dense serrée comme si elle avait été fondue, et que, par le refroidissement, elle se fût prise en lames.

Il est incolore à l'état de pureté. La couleur

noire qu'il a quelquefois vient d'une huile empyreumatique qui se trouvait dans la matière ammoniacale dont on s'est servi pour le préparer.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il exige 3 parties d'eau à 15° pour se dissoudre; pendant la solution, il se produit beaucoup de froid.

Il est soluble dans l'alcool.

Lorsqu'on le mêle avec de l'acide nitrique en proportion convenable, il forme une eau régale très-propre à dissoudre l'étain; mais on ne doit pas négliger de prendre en considération la tendance qu'a l'ammoniaque à former en général des sels doubles, si l'on compare le produit d'une pareille dissolution avec celui qu'on aurait obtenu en dissolvant l'étain dans de l'eau régale formée d'acide hydrochlorique et d'acide nitrique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur fraîche et piquante.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans les urines et dans les excrémens des mammifères herbivores, particulièrement dans ceux des chameaux.

L'hydrochlorate d'ammoniaque est encore un des produits des volcans.

VI. PRÉPARATION.

On le prépare depuis long-temps en Égypte. Vers la dernière moitié du siècle dernier on fit des essais qui démontrèrent qu'on pouvait le fabriquer en France. Aujourd'hui nos fabriques rivalisent avec celles du Levant.

Procédé suivi en Egypte. — On recueille dans les cheminées la suie qui provient de la combustion de la fiente des chameaux. Les habitans de l'Egypte, qui manquent de combustibles, profitent des chaleurs de l'été pour dessécher cette fiente, qui contient entre autres corps de la paille et de l'hydrochlorate d'ammoniaque. Quand on la brûle, l'hydrochlorate et des vapeurs qui ont échappé à la combustion se dégagent et se condensent à l'état de suie dans les tuyaux des cheminées. Les fabricans de sel ammoniac n'ont point de demeures fixes; ils se transportent d'un village à l'autre, et, après s'être procuré une quantité suffisante de suie, ils montent leur atelier où ils se trouvent. Ils fabriquent eux-mêmes les vaisseaux de verre ou *matras* dans lesquels ils mettent la suie, et qu'ils exposent ensuite à

l'action de la chaleur sur une espèce de fourneau à galère. La matière charbonneuse, fixe de sa nature, reste au fond des matras, tandis que le sel ammoniac se volatilise, et s'attache à la voûte. L'opération terminée, ils détachent de chaque matras un pain *de sel ammoniac,* qui peut être versé dans le commerce à un prix peu élevé; mais la partie de ce produit qui s'est appliquée contre la paroi du vaisseau a toujours une couleur noire, laquelle provient d'une matière huileuse qui s'est volatilisée avec le sel et qui a été ensuite charbonnée par la chaleur qu'elle a éprouvée.

Procédé suivi en France. — Baumé établit le premier en France une fabrique de sel ammoniac, mais elle ne réussit pas. Son procédé consistait à mêler le sous-carbonate ammoniacal obtenu de la distillation des matières animales, telles que os, laine, etc., avec des eaux qui contenaient des hydrochlorates à bases insolubles : il se formait alors des sous-carbonates insolubles, tandis que l'acide hydrochlorique se portait sur l'ammoniaque, et formait de l'hydrochlorate qui restait dans la liqueur, de laquelle il ne s'agissait plus que de le séparer par l'évaporation à sec, afin de le sublimer ensuite.

Aujourd'hui on fait digérer le liquide aqueux empyreumatique ammoniacal obtenu de la distillation des os avec du sulfate de chaux; il se produit du sulfate d'ammoniaque soluble et du sous-carbonate de chaux insoluble. On sépare le liquide, on le mêle avec du chlorure de sodium, et on le fait chauffer jusqu'à l'ébullition. A un certain degré de concentration, du sulfate de soude se précipite, et l'eau surnageant, évaporée à sec, laisse de l'hydrochlorate d'ammoniaque qu'on sublime ensuite. Le sel obtenu par ce procédé est du plus beau blanc, parce qu'il n'est pas mêlé d'huile empyreumatique. Je ne puis m'empêcher, Messieurs, en vous parlant de sa blancheur, de vous dire que Baumé fut obligé de discontinuer sa fabrication, parce que le produit qu'il livrait au commerce était dépourvu de cette couche noire qui colore le sel ammoniac d'Égypte, et qui alors était regardée par les consommateurs comme essentielle à sa nature; c'est ce qui détermina ceux qui reprirent en France la fabrication de l'hydrochlorate d'ammoniaque à imprégner d'huile empyreumatique la partie supérieure du vaisseau où ils sublimaient leur sel.

VII. USAGES.

L'hydrochlorate d'ammoniaque est employé pour préparer le sous-carbonate de cet alcali.

Il l'est encore pour préparer des compositions d'étain qui sont employées dans la teinture en écarlate.

CHAPITRE VII.

CYANITE D'AMMMONIAQUE HYDRATÉ.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide cyaneux	56,81	1	430,08
Ammoniaque. .	28,33	2	214,46
Eau	14,86	1	112,48
	100,00	poids at.	757,02

II. NOMENCLATURE.

Urée.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le cyanite d'ammoniaque hydraté est en longues aiguilles ou en petits prismes à quatre faces rectangulaires.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

La potasse ou la chaux ne dégagent pas d'ammoniaque de ce sel.

Il est soluble dans l'eau et l'alcool.

La solution aqueuse ne précipite pas les sels de plomb et d'argent.

L'acide nitrique, versé dans une solution médiocrement concentrée, s'unit au sel; la combinaison se précipite en petits cristaux lamelleux, qui sont acides et décomposables par la potasse. Si on applique l'alcool au résultat de la réaction de ces corps, le cyanite d'ammoniaque est dissous et le nitrate de potasse ne l'est pas.

Le cyanite d'ammoniaque dissous dans l'eau donne à la longue une grande quantité de carbonate d'ammoniaque en se décomposant.

Le cyanite d'ammoniaque distillé en donne pareillement beaucoup; il se forme aussi une matière blanche qui se sublime, et qui n'a pas été bien déterminée : enfin il se développe une odeur forte d'acide cyaneux.

V. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans l'urine de la plupart des animaux et dans le sang.

VI. PRÉPARATION ET HISTOIRE.

M. Vöhler a préparé le premier le cyanite d'ammoniaque de toutes pièces, en décomposant le cyanite de plomb par l'ammoniaque fluor.

Avant lui on le connaissait sous le nom d'*urée*, parce qu'on l'avait découvert dans les urines. Voici comment on l'en séparait : après avoir fait chauffer l'urine humaine fraîche, filtré le dépôt, concentré la liqueur filtrée, on y ajoutait de l'acide nitrique faible, qui formait avec le cyanite d'ammoniaque, des cristaux peu solubles. On lavait, avec de l'eau froide, ces cris-aux bien égouttés; on les décomposait par du carbonate de potasse; ensuite, au moyen de l'alcool, on s'emparait de l'urée à l'exclusion du nitrate de potasse, et, en faisant concentrer et refroidir la solution, le sel ammoniacal cristallisait par le refroidissement.

SECTION II.

SELS DE POTASSE.

CHAPITRE PREMIER.

NITRATE DE POTASSE ($2\ddot{\dot{A}}z^2 \ddot{P}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique	53,44	2 . . .	1354,04
Potasse : . . .	46,56	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2533,87

Il ne contient pas d'eau de cristallisation.

II. NOMENCLATURE.

Sel de nitre, nitre, cristal minéral, et *sel de prunelle* quand il a été fondu.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en longs prismes hexaèdres, à sommets dièdres ou à six ou dix-huit facettes. Ces prismes se réunissent souvent parallèlement à leur axe de manière à former des prismes plus ou moins volumineux qui sont

cannelés, et souvent d'une forme difficile à décrire.

Il est fusible à 350°.

Sa densité est de 2,09.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il n'est pas altéré.*

Il est soluble dans l'eau. Suivant M. Gay-Lussac,

100 p. d'eau	à zéro	en dissolvent		13,32
—	—	à 50°	—	85,00
—	—	à 80°	—	170,80
—	—	à 100°	—	246,15

Il n'est pas déliquescent au degré ordinaire d'humidité de température; mais il se fond dans une atmosphère saturée de vapeur d'eau.

Il est insoluble, ou presque insoluble, dans l'alcool absolu. L'alcool d'une densité de 0,878 en dissout 0,01.

B. *Cas où il est altéré.*

Lorsqu'on le fait chauffer au rouge, il se fond, et se réduit d'abord en gaz oxigène et en hyponitrite neutre, puis celui-ci se réduit en deutoxide d'azote, en oxigène et en azote.

En traitant de la préparation de l'acide nitrique (Tom. Ier, 5e *leçon*, *pag.* 39), nous avons vu que l'acide sulfurique hydraté décompose le ni-

trate de potasse, quand il est chauffé avec lui, dans une telle proportion, qu'il forme avec la base un bisulfate.

L'acide hydrochlorique est susceptible de le décomposer; il se produit de l'eau, de l'acide nitreux et du chlorure de potassium; il y a aussi du chlore qui est mis en liberté. On voit, d'après cela, la possibilité de faire une eau régale avec un mélange d'acide hydrochlorique et de nitrate de potasse.

Les acides borique, silicique, etc., le décomposent à chaud.

Le nitrate de potasse, chauffé avec la plupart des combustibles simples, particulièrement ceux qui sont de nature à former des acides plus ou moins stables, se décompose; son oxigène se porte sur eux avec un dégagement de chaleur et de lumière plus ou moins vif, et la potasse est mise à nu, ou elle s'unit avec le produit de la combustion.

On prépare dans les arts plusieurs de ces mélanges; exemples :

La poudre de chasse :

Elle est formée de nitrate de potasse		78 p.
	de soufre	10
	de charbon	12

La poudre fulminante ;

Elle est formée de nitrate de potasse	3	p.
de potasse caustique	2	
de soufre	1	

La poudre de fusion ;

Elle est formée de nitrate de potasse	3	p.
de soufre. . . . . : .	1	
de sciure de bois. . .	1	

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur piquante légèrement amère et fait éprouver à la langue une sensation de fraîcheur.

VI. ÉTAT NATUREL.

Le nitrate de potasse se rencontre dans la nature. Plusieurs localités de l'Inde, de l'Amérique méridionale, et même de l'Espagne, en offrent des quantités plus ou moins considérables effleuries à la surface du sol, surtout dans les temps de sécheresse qui succèdent aux pluies.

Il existe dans les murs de nos écuries, de nos étables, de nos caves, de nos rez-de-chaussées, etc., où règne une certaine humidité ; il y est accompagné de nitrates de chaux et de magnésie ; et quand le temps est sec, il effleurit souvent à la surface de ces murs.

On ne peut se refuser à admettre la produc-

tion de l'acide nitrique dans les lieux dont je parle. Mais comment s'y forme-t-il? D'après les observations que l'on a faites sur la nécessité de la présence des matières azotées organiques et de l'air, outre la présence de l'humidité et de bases salifiables telles que la magnésie, la chaux, la potasse suffisamment divisées, il est naturel de croire que l'oxigène est fourni par l'air, tandis que l'azote l'est par les matières organiques; mais nous ne prétendons pas dire que partout où l'on trouve du nitrate de potasse son acide ait cette origine. Ainsi il est démontré aujourd'hui que l'eau des pluies d'orage contient de l'acide nitrique; or, cette eau, rencontrant, soit dans l'atmosphère, soit dans le sol sur lequel elle est tombée, des matières alcalines, doit s'y combiner et former des nitrates.

VII. PRÉPARATION.

La préparation du nitre dans nos climats consiste à l'extraire des matériaux salpétrés, au moyen de l'eau, et à convertir en même temps, au moyen de sels de potasse, les nitrates de chaux et de magnésie qui s'y trouvent, en nitrate de potasse.

Dans l'Inde, on le recueille à la surface du

sol; et comme il y est en grande quantité, et que cette extraction est beaucoup plus simple que la préparation que nous faisons subir à nos matériaux salpétrés, les Anglais, maîtres du commerce de l'Inde, peuvent le donner à un prix moins élevé que celui où il est en France.

VIII. USAGES.

Le nitrate de potasse est employé dans la fabrication de l'acide sulfurique, dans la préparation de l'acide nitrique. Mêlé avec l'acide hydrochlorique, il peut servir à préparer des compositions d'étain.

On l'a employé dans les fabriques de toiles peintes comme rongeant, après l'avoir mêlé à un acide qui en expulsait le sien.

CHAPITRE II.

SULFATE DE POTASSE ($2\dddot{S}\ \ddot{Po}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	45,93	2	1002,32
Potasse	54,07	1	1179,83
	100,00	poids at.	2182,15

Il ne contient pas d'eau de cristallisation.

II. NOMENCLATURE.

Arcanum duplicatum, *panacea holsatica*, *sel de Duobus*, *sel polychreste de Glazer*, *tartre vitriolé.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en dodécaèdres ou en prismes hexaèdres courts terminés par des pyramides à six faces.

Il est fusible.

Il est dur, facile à pulvériser.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

100 parties d'eau à 12°,72 en dissolvent 10,57, et à 101°,5 26,33 parties, suivant M. Gay-Lussac.

Il n'éprouve aucun changement à l'air.

2 parties d'acide nitrique à 32°, étendues de 1 partie d'eau, chauffées dans un matras avec 1 partie de sulfate de potasse, le réduisent en bisulfate de potasse et en nitrate, qui cristallise par le refroidissement.

Les eaux de baryte, de strontiane, le décomposent en totalité. La chaux n'en décompose qu'une portion.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur salée, un peu amère, désagréable.

VI. ÉTAT.

Il existe dans les plantes, et par suite dans les potasses du commerce qui proviennent de l'incinération de ces végétaux.

L'urine des herbivores en contient une quantité notable.

VII. PRÉPARATION.

On l'extrait en général des potasses en les traitant par une petite quantité d'eau qui dissout proportionnellement plus de sous-carbonate que de sulfate.

VIII. USAGES.

Il est employé pour convertir le sulfate d'alumine en alun. Sous ce rapport, il doit être connu du teinturier; il doit l'être encore parce qu'il se rencontre dans les potasses du commerce.

CHAPITRE III.

BISULFATE DE POTASSE ($4\dddot{S}\,\ddot{P}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	62,95	4 . . .	2004,64
Potasse	37,05	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	3184,47

II. PROPRIÉTÉS, ETC.

Ce sel diffère du précédent sous plusieurs rapports. Par exemple,

Il rougit la teinture de tournesol.

Il est plus soluble dans l'eau, car il n'en demande que 5 parties à la température ordinaire pour se dissoudre.

On peut le convertir en sulfate neutre en le traitant par le sous-carbonate de potasse ou par la craie. Dans ce dernier cas, l'excès d'acide sulfurique dégage l'acide carbonique de la craie; il se produit du sulfate de chaux, qui se précipite pour la plus grande partie parce qu'il est beaucoup moins soluble que le sulfate de potasse.

CHAPITRE IV.

CHROMATE DE POTASSE ($\dddot{Ch}\,\ddot{Po}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide chrômique	52,49	1 . . .	1303,64
Potasse.	47,51	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2483,47

Ce sel contient de l'eau de cristallisation ; la chaleur rouge en sépare 0,32.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en prismes rhomboïdaux, qui ne sont pas terminés par des pyramides.

Il est jaune de citron.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est plus soluble dans l'eau froide que le nitrate de potasse, suivant M. Tassaert fils. On estime que 1 partie d'eau froide en dissout 2 de chrômate.

Cette solution est d'un beau jaune de citron.

Elle a une réaction alcaline sur les réactifs colorés. C'est pourquoi M. Tassaert a considéré le sel qu'elle contient comme étant avec excès

de base. Suivant lui, si on ajoute à cette solution une quantité convenable d'un acide pour en neutraliser la réaction alcaline, et qu'on procède ensuite à la cristallisation, on obtiendra du bichrômate de potasse qui rougit le tournesol, et le chrômate qui a une réaction alcaline.

Elle passe au rouge quand on y verse de l'acide nitrique, sulfurique, etc., parce qu'alors il se forme un bichrômate de couleur rouge orangée.

Cette solution précipite le nitrate d'argent en flocons pourpres, qui cristallisent bientôt en très-petits cristaux; ce précipité est entièrement soluble dans l'acide nitrique faible.

Elle précipite les sels de plomb en beau jaune; le précipité est entièrement soluble dans un excès d'acide nitrique.

Elle précipite l'hydrochlorate de baryte en une poudre jaune, soluble dans un excès d'acide nitrique étendu d'eau.

L'acide hydrochlorique, chauffé avec le chrômate de potasse dans l'eau, réduit l'acide en oxide; il y a dégagement de chlore et production d'hydrochlorate vert de chrôme.

L'acide sulfureux réduit également l'acide

chrômique du sel en oxide vert, et passe en même temps à l'état d'acide sulfurique.

IV. PRÉPARATION.

Nous l'avons décrite en parlant du chrôme (TOM. Ier, 8e *leçon, pag.* 9).

Le chrômate de potasse du commerce est souvent mélangé de différens sels, notamment de sulfate de potasse ; il y en a qui contiennent 0,40 de ce dernier.

V. USAGES.

Le chrômate de potasse est employé particulièrement en teinture pour convertir un sel de plomb qu'on a appliqué sur une étoffe en chrômate de protoxide de plomb, qui reste fixé sur elle, tandis que l'acide qui était uni à ce protoxide se combine avec la potasse.

CHAPITRE V.

BICHROMATE DE POTASSE $({}^{2}\overset{:::}{Ch}\ \ddot{Po})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide chrômique	68,85	2 . . .	2607,28
Potasse	31,15	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	3787,11

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en cristaux feuilletés ou en petits prismes.

Sa couleur est le rouge orangé.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il a, suivant M. Tassaert fils, à peu près la même solubilité dans l'eau froide que le nitrate de potasse. Il est donc moins soluble que le chrômate neutre; c'est pourquoi l'acide chrômique, ajouté à une solution concentrée de ce dernier sel, en précipite des cristauxde bichrômate.

La solution du bichrômate est rouge orangé. Elle tend à passer à l'état de sel neutre lorsqu'on la met en contact avec des matières

susceptibles de se combiner à l'oxigène : ainsi l'acide acétique qu'on y mêle se divise en deux parties; l'une, en s'emparant de l'oxigène de l'excès d'acide, réduit celui-ci en oxide de chrôme qui s'unit à la partie d'acide acétique indécomposée, ainsi que M. Tassaert fils l'a observé.

Le bichrômate de potasse, chauffé au rouge et convenablement, se réduit en gaz oxigène, en oxide de chrôme et en chrômate neutre.

IV. PRÉPARATION.

On peut l'obtenir en ajoutant de l'acide chrômique, ou un autre acide saturé d'oxigène, à du chrômate neutre de potasse. Dans le second cas, il faut que le nouveau sel puisse être séparé par cristallisation du bichrômate produit.

CHAPITRE VI.

CARBONATE DE POTASSE ($^4\ddot{C}\ \dot{P}o$) + (2 *aq*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique	48,37	4 . . .	1106,12
Potasse.	51,63	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2285,95
Acide carbonique	44,05	4 . . .	1106,12
Potasse	46,99	1 . . .	1179,83
Eau	8,96	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	2510,91

II. NOMENCLATURE.

Bicarbonate de potasse, carbonate de potasse neutre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il n'est ni efflorescent ni déliquescent à l'air. Il se dissout dans 4 parties d'eau froide. La solution a une réaction alcaline sur les réactifs colorés; elle laisse dégager du gaz acide carbonique pour peu que sa température s'élève. On

ne doit donc jamais opérer cette solution à chaud, autrement on formerait du sous-carbonate de potasse.

A une chaleur rouge, il est complètement ramené à l'état de sous-carbonate anhydre.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une très-légère saveur alcaline.

VI. ÉTAT NATUREL ET PRÉPARATION.

On ne l'a pas trouvé dans la nature.

On le prépare en faisant passer du gaz acide carbonique pur dans une solution concentrée de sous-carbonate de potasse; et on veille à ce que le tube qui conduit le gaz dans la solution ne s'obstrue pas par les cristaux de carbonate qui se déposent. Lorsqu'on emploie un sous-carbonate de potasse impur, il faut faire égoutter les cristaux, et les laver ensuite avec de l'eau froide.

CHAPITRE VII.

SOUS-CARBONATE DE POTASSE ($^2\ddot{C}\,\dot{P}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique	31,92	2 . . .	553,06
Potasse.	68,08	1 . .	1179,83
	100,00	poids at.	1732,89

II. NOMENCLATURE.

Carbonate de potasse des chimistes, qui appellent le précédent *bicarbonate de potasse.*

La *potasse du commerce* doit ses propriétés caractéristiques au sous-carbonate de potasse qu'elle contient; mais on ne pourrait, sans erreur, la considérer comme rigoureusement identique à ce sel, par la raison qu'elle contient toujours des proportions variables de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, de silice, etc.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Le sous-carbonate de potasse est susceptible de cristalliser, mais difficilement.

Il est fusible.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent; c'est pourquoi, lorsqu'on veut le conserver à l'état sec, il faut le renfermer dans des vaisseaux de grès ou de verre.

Il est très-soluble dans l'eau.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur alcaline très-prononcée.

VI. ÉTAT NATUREL.

On ne l'a pas rencontré dans la nature.

VII. PRÉPARATION.

Lorsqu'on veut se procurer du sous-carbonate de potasse parfaitement pur, on prend du carbonate pareillement pur, et on le fait rougir dans un creuset d'argent. Ce procédé est fondé sur la facilité avec laquelle on obtient, en saturant d'acide carbonique une solution de potasse du commerce suffisamment concentrée, du carbonate de potasse pur, et sur la facilité avec laquelle la chaleur dégage la moitié de l'acide du carbonate.

APPENDICE.

POTASSE DU COMMERCE.

Je passe maintenant au moyen de se procurer la potasse du commerce.

1. *Préparation des potasses du commerce.*

On retire la potasse des végétaux qui la contiennent à l'état de sel, en les brûlant sur une aire abritée du vent, et préparée à cet effet. On ne peut opérer cette combustion que dans des pays où le bois est à très-bon marché, tels que plusieurs contrées de la Russie, de l'Amérique du nord, etc.

Les parties herbacées sont plus riches en alcali que les parties ligneuses; les branches, surtout les petites, sont préférables au tronc d'où elles sortent; et les arbustes, les herbes, tels que les genêts, les fougères, l'hièble, les chardons, le maïs, la bourrache, les fanes de pommes-de-terre, les tiges de haricots, sont encore préférables aux branches. Les fruits contiennent

en général une quantité notable de potasse; je citerai pour exemple les marrons d'Inde.

Lorsqu'on s'est procuré une suffisante quantité de cendres, on les lessive avec de l'eau; et pour cela on peut les mettre dans des tonneaux placés debout, et dont le fond supérieur a été enlevé. Dès qu'on juge que l'eau y a séjourné assez long-temps, on la tire à clair par un robinet ou chantepleure placé à la partie inférieure de chaque tonneau, et on la fait repasser sur de nouvelles cendres jusqu'à ce qu'elle marque 12 à 15° environ à l'aréomètre. En général, le principe à observer est de présenter de l'eau pure aux cendres déjà lessivées qu'on se propose de laver une dernière fois, et de présenter à des cendres neuves des lessives déjà chargées d'alcali. Lorsqu'on s'est procuré une suffisante quantité de lessives, on les fait évaporer à sec dans des chaudières de fonte dont la profondeur est à peu près la moitié de leur diamètre. Le résidu est appelé *salin*. Pour le convertir en *potasse du commerce*, il ne s'agit que de le calciner dans des fourneaux à réverbère, afin de consumer des parties charbonneuses qu'il contient toujours. Le salin, dans cette calcination, perd de 10 à 25 pour 100.

Après cette opération, la matière est blanche, et presque toujours plus ou moins tachée de vert, de bleu ou de rouge; on la met dans des tonneaux bien fermés.

2. *Variétés de la potasse du commerce.*

On distingue dans le commerce plusieurs sortes de potasse; par exemple :

1° *La potasse perlasse;*

Elle est en morceaux, dont les plus gros ne dépassent guère le volume d'un œuf;

Elle est blanche, ou d'un gris léger, souvent tachée de bleu ou de vert par des oxides de manganèse ou de fer;

2° *La potasse de Trèves;*

3° *La potasse de Dantzick;*

4° *La potasse de Russie;*

5° *La potasse des Vosges;*

6° *La potasse d'Amérique;*

Celle-ci est rougeâtre, et ordinairement en masse compacte comme fondue; mais ce serait une erreur de croire que la couleur indique certainement cette variété, car aujourd'hui on sait donner l'apparence de la potasse d'Amérique à des alcalis beaucoup moins riches qu'elle;

7° La *cendre gravelée* qu'on obtient en brû-

lant les lies de vin desséchées qui sont abondantes en bitartrate de potasse, doit être considérée comme une variété de *potasse du commerce;* mais, par la raison que la matière qu'on brûle est très-riche en sels solubles, on ne lessive pas la cendre qu'on en retire : c'est ce qui explique pourquoi la cendre gravelée laisse, quand on la traite par l'eau, un résidu plus considérable qu'aucune potasse du commerce; il s'élève à 0,06 environ de la masse. Il faut savoir en outre que cette variété d'alcali est très-sujette à être falsifiée.

3. *Composition des potasses du commerce.*

Les potasses du commerce contiennent en général :

potasse libre ou sous-carbonatée,
sulfate de potasse,
chlorure de potassium,
alumine,
silice,
chaux,
oxide de fer,
oxide de manganèse,

} mais en petite quantité.

La potasse des cendres n'est point produite par la végétation; elle est simplement puisée dans le sol; aussi sa quantité varie-t-elle dans

une même espèce de plante, suivant que les individus de cette espèce ont végété dans des sols différens; c'est pour cette raison que la cendre des végétaux qui ont crû sur les bords de la mer, ou plus généralement dans un sol imprégné de chlorure de sodium, contient un mélange de sels de potasse et de soude.

Le sous-carbonate de potasse des cendres n'était pas tout formé dans les végétaux; sa base seule s'y trouvait à l'état de tartrate, de citrate, d'oxalate, de nitrate, etc., en un mot en combinaison avec des acides destructibles par l'action de la chaleur.

La chaux, la magnésie, ou leurs sous-carbonates, qu'on trouve aussi dans les cendres, ont la même origine.

Le chlorure de potassium existait tout formé dans la plante.

Il en est de même du sulfate de potasse; cependant on se tromperait si l'on croyait que celui qu'on obtient par le lessivage d'une cendre donnée représente exactement la totalité du sulfate contenu dans le végétal d'où cette cendre provient; car il peut y avoir une portion de ce sel décomposé dans la préparation des potasses sous l'influence de la chaleur et du carbone; et

d'un autre côté, si le végétal contenait du sulfate de chaux, le sous-carbonate de potasse produit peut en avoir décomposé une certaine quantité.

4. *Essai des potasses du commerce.*

Les potasses du commerce étant de simples mélanges de différens corps qui sont susceptibles de varier indéfiniment en proportion, vous concevez combien le consommateur de ces produits est intéressé à connaître *la quantité d'alcali, soit libre, soit carbonaté,* qui se trouve dans une potasse qu'il veut acheter. Or, aucun caractère physique ne pouvant l'éclairer sur la détermination de cette quantité, il faut nécessairement qu'il ait recours à une opération chimique que l'on nomme essai *alcalimétrique.*

A. *Principes.*

L'essai des potasses est fondé sur deux principes :

1° *Qu'un poids de potasse à l'état de pureté, à l'état hydraté ou à l'état carbonaté, exige une quantité constante d'acide sulfurique pour être neutralisé ;*

2° *Que la potasse neutralisée par l'acide sulfurique étendu d'une proportion d'eau convena-*

ble, ne peut recevoir une quantité nouvelle de cet acide sans que celle-ci ne devienne sensible aux réactifs colorés, notamment au tournesol; ou plus exactement, si la potasse, une fois changée en sulfate neutre, est susceptible de recevoir une quantité d'acide sulfurique qui soit insensible au tournesol, cette quantité est trop faible pour être prise en considération.

CONSÉQUENCE.

Si donc des poids égaux d'échantillons de potasse nos 1, 2, 3, etc., ont exigé, pour être neutralisés, des quantités *a*, 2 *a*, 3 *a*, etc., d'acide sulfurique, on en conclura que les quantités de potasse contenues dans ces échantillons sont entre elles comme les nombres 1, 2, 3, etc., c'est-à-dire qu'elles sont proportionnelles aux quantités d'acide sulfurique qui les ont neutralisées.

B. *Application.*

Pour appliquer ces principes à l'essai des potasses, il ne s'agit plus que de préparer d'abord un acide le plus convenable possible à la neutralisation de leur alcali, et de déterminer ensuite la quantité de cet acide nécessaire pour neutraliser une quantité connue de potasse

pure ou de sous-carbonate de cette base, également pur.

On peut déterminer la quantité d'acide nécessaire pour produire cet effet au moyen de la balance, ou d'après le volume qu'il occupe dans des vases de verre exactement gradués : ce dernier procédé est exact, et bien plus simple que le premier.

B'. *Préparation de l'acide sulfurique normal, ou liqueur d'épreuve.*

On prend un ballon B (*pl.* 3, *fig.* 3) dont la capacité jusqu'au trait *a* est égale à 1000 centimètres cubiques ; on y met environ 400c. c. d'eau ; on pèse exactement dans une fiole 122gr.,43 d'acide sulfurique hydraté d'une densité de 1,845, qui contienent 100 gramm. d'acide sulfurique anhydre ; on les verse dans le ballon B, en ayant le soin de ne pas en perdre : pour cela on fait égoutter la fiole, on y passe de l'eau à plusieurs reprises ; on la verse dans le ballon, qu'on agite en même temps afin de mélanger les liqueurs, et d'éviter que la chaleur dégagée par leur réaction ne détermine la rupture du vaisseau. Enfin on achève de remplir ce dernier jusqu'au trait *a*. Quand on est sûr que la tempé-

rature de l'acide est la même que celle de l'atmosphère, on constate si la surface du liquide est au-dessous du trait *a*. Dans ce cas, il faut ajouter assez d'eau pour rétablir le niveau; après quoi on verse l'acide dans un flacon fermé à l'émeri.

1° On sait que 100 parties d'acide sulfurique neutralisent 117,72 p. de potasse ou 172,90 p. de sous-carbonate; par conséquent il est évident que 1 centimètre cube d'acide normal représente exactement, à la température où la dissolution a été faite, $0^{gr.}$,100 d'acide sulfurique anhydre, qui neutralisent $0^{gr.}$,1177 de potasse pure ou $0^{gr.}$,1729 de sous-carbonate.

2° Il suffira de connaître ce qu'on aura employé de centimètres cubes d'acide normal dans un essai, pour avoir la quantité pondérale d'acide anhydre qui a produit la neutralisation, et par suite la quantité d'alcali pur contenue dans la potasse essayée.

B″. *Préparation de la liqueur alcaline pour l'essai.*

On prend plusieurs échantillons de potasse dans diverses parties de la masse que l'on veut acheter ou essayer, afin de prévenir l'erreur qui pourrait résulter de ce que cette masse ne se-

rait pas homogène ; on les mélange exactement, puis on en met quelques grammes avec de l'eau.

Deux cas peuvent se présenter : la potasse est entièrement ou presque entièrement soluble, ou elle contient une quantité notable de matière insoluble.

Premier cas. — On pèse 50 grammes de potasse dans une balance, on la met dans le vase B (*pl.* 3, *fig.* 5), dont la capacité jusqu'au trait *a* est de 500 centimètres cubes ; on ajoute de l'eau de manière que la liqueur ait précisément ce volume ; on ferme le flacon, et on l'agite fortement pour avoir une liqueur homogène.

Deuxième cas. — On pèse 50 grammes de potasse, et on les met dans un mortier de verre à bec (*pl.* 3, *fig.* 4), de 200 centimètres cubes environ de capacité. Si la potasse est dure, il faut préalablement la pulvériser dans un mortier de bronze, puis on ajoute 100 c.c. d'eau environ pour la triturer pendant quelques minutes. Quand la liqueur est éclaircie, on la décante sur un filtre placé sur le vase B (*pl.* 3, *fig.* 5); on remet dans le mortier 100 c.c. d'eau, on lave comme la première fois, et on verse le lavage dans le filtre E, en ayant le soin de bien égout-

ter le bec du mortier; on fait un nouveau lavage avec 100 centimètres cubes d'eau, et l'on verse toute la matière dans le filtre. Quand le résidu est bien égoutté, on verse de l'eau dans le mortier, et on la passe sur le filtre, afin d'enlever tout ce qu'il contient de soluble; il faut, pour bien faire, qu'on y soit parvenu lorsque le liquide s'élève dans le vase au trait *a*. Il est évident qu'on a alors 500 centimètres cubes d'une liqueur contenant toute la partie soluble de 50 grammes de potasse, en supposant que le lavage en ait été fait avec le soin convenable.

Dans le cas où l'eau représentant 500 centimètres cubes de solution n'aurait pas suffi pour enlever toute la matière soluble, il faudrait continuer à laver le résidu. On prendrait le volume total du liquide dans une cloche *c* (*pl.* 3, *fig.* 6) de 1 litre divisée en centimètres cubes.

B'''. *Neutralisation de la liqueur alcaline par l'acide normal.*

On puise 100 centimètres cubes de liqueur alcaline avec la pipette graduée en centimètres cubes (*pl.* 3, *fig.* 7), ou si, comme dans le deuxième cas, le volume de la liqueur alcaline

excédait 500 centimètres cubes, il faudrait, après en avoir déterminé le volume dans la cloche graduée (*pl.* 3, *fig.* 6), en prendre le cinquième, de manière que dans tous les cas la liqueur alcaline destinée à l'épreuve représentât exactement l'alcali contenu dans 10 grammes de potasse; on verse cette liqueur dans un vase cylindrique V (*pl.* 3, *fig.* 8), où elle forme une couche de 0,03 à 0^m,04 de profondeur; on la colore en bleu avec un peu de teinture de tournesol.

On a une burette B (*pl.* 3, *fig.* 9) graduée en centimètres cubes : chaque centimètre est divisé en 5 parties; on la remplit d'acide normal jusqu'au trait marqué zéro. On a déterminé d'avance combien de gouttes, versées par la branche *o o'*, représentent de cinquièmes de centimètre cube; l'orifice *o* de cette branche doit avoir été enduit de cire.

On prend le vase V (*pl.* 3, *fig.* 8) de la main gauche, on le place au-dessus d'une feuille de papier blanc, afin de rendre le changement de couleur plus sensible : on imprime un mouvement de rotation au liquide, tantôt dans un sens, tantôt dans un autre, et pendant ce temps on verse l'acide de la burette.

Dès que le tournesol est passé au rouge de

vin, en supposant que l'alcali contienne de l'acide carbonique, il faut n'ajouter l'acide normal que très-doucement; enfin, quand la liqueur ne fait presque plus d'effervescence, l'acide normal ne doit être versé à la fois que par $\frac{1}{5}$ de centimètre environ, et alors on doit plonger chaque fois une baguette de verre effilée dans le liquide, puis l'en retirer, et tracer avec le liquide qui s'y est attaché un trait sur du papier de tournesol bleu un peu foncé. Tant que celui-ci n'est pas rougi d'une manière permanente, on n'est pas sûr d'avoir atteint le point de neutralisation; mais aussitôt que le papier est rougi, le terme est dépassé.

Supposons que l'on ait fait cinq traits sur le papier bleu, et que, lorsqu'il est sec, 3 traits soient décidément rouges; il est clair que l'on a mis trop d'acide; mais comme on sait que chaque trait a été fait après l'addition de $\frac{1}{5}$ de centimètre, il est clair encore qu'il faut retrancher $\frac{3}{5}$ de centimètre du nombre de centimètres d'acide normal que l'on a versé de la burette dans la liqueur alcaline; et MM. Gay-Lussac et Welter prescrivent de retrancher $\frac{1}{5}$ en sus, par la raison que le sulfate de potasse *retarde la réaction de l'acide libre sur le papier de tournesol.*

Le volume de l'acide normal nécessaire à la neutralisation de la potasse une fois connu, on a le moyen de déterminer le titre ou la valeur vénale de cette potasse. En effet,

100 centimètres cubes d'acide normal neutralisant 11gr.,772 de potasse ou 17gr.,29 de sous-carbonate, il suffira de multiplier par l'un ou l'autre de ces nombres le nombre de centimètres cubes d'acide normal nécessaire à la neutralisation de la potasse essayée, et de diviser par 100 pour avoir la quantité d'alcali ou de sous-carbonate contenu dans la potasse essayée.

Supposons, par exemple, que 10 grammes de potasse aient demandé 47c.c.,5 d'acide normal, suivant que l'on voudra avoir la quantité de potasse ou de son sous-carbonate, on aura les proportions

$$100 : 11{,}772 :: 47{,}5 : X = \frac{11{,}772 \times 47{,}500}{100} = 5{,}59$$

$$100 : 17{,}29 :: 47{,}5 : X = \frac{17{,}29 \times 47{,}50}{100} = 8{,}21$$

D'après cela on voit

1° Que 10 parties de la potasse essayée contiennent 5,59 parties de potasse pure, ou 8,21 de sous-carbonate; ou pour le quintal, 55,9 de potasse, ou 82 de sous-carbonate;

2° Qu'il suffit de diviser par 10 le produit des deux moyens des proportions précédentes pour avoir l'alcali du quintal.

Il est bon, après avoir fait un essai, de le répéter, et de prendre la moyenne si les résultats ne sont pas trop différens.

La manière dont nous venons de déterminer la valeur des potasses est préférable à celle de Descroisilles, inventeur de l'alcalimètre (*voyez* 25e *leçon*).

Si l'on voulait reconnaître la quantité d'acide sulfurique ou de sulfate de potasse contenue dans une potasse du commerce, il faudrait prendre 50 centimètres cubes de la solution première, qui représentent 5 grammes de la potasse, y verser un excès d'acide nitrique, puis de la dissolution de chlorure de barium, jusqu'à ce qu'il ne se fît plus de précipité : l'acide sulfurique qui est uni à la potasse se précipiterait en totalité à l'état de sulfate de baryte. On sait que ce précipité est formé, pour 100 parties, de 34,37 parties d'acide sulfurique et de 65,63 de baryte. On ferait cette proportion :

100 : 34,37 :: la quantité de sulfate obtenu : X.

D'un autre côté, sachant que la combinaison d'acide sulfurique et de potasse contient :

Acide 45,93,
Potasse 54,07,

on ferait cette proportion :

45,93 : 54,09 : : la quantité d'acide sulfurique trouvée dans l'expérience précédente : X.

X représenterait la quantité de potasse combinée à l'acide sulfurique dans 5 grammes de la potasse que l'on analyse.

Pour déterminer la proportion du chlore, on ferait une nouvelle dissolution de 5 grammes de la potasse qu'on essaie : on y verserait du nitrate d'argent ; le poids du précipité ferait connaître le chlore qui est uni au potassium, et la quantité du chlore ferait connaître celle du potassium : en effet, 100 parties de chlorure d'argent contiennent 24,67 de chlore ; et 885,3 de chlore saturent 979,83 de potassium ; en faisant des proportions analogues à celles qu'on a faites pour avoir la quantité du sulfate de potasse, on aurait celle du chlorure de potassium.

On détermine les proportions de la silice, de l'alumine, de la chaux et des oxides de fer et de manganèse de la manière suivante : on délaie

50 grammes de potasse, ou une plus grande quantité, dans l'eau; on y fait passer de l'acide carbonique, puis on fait chauffer la liqueur et on la filtre. On fond le précipité dans un creuset d'argent avec trois fois son poids d'hydrate de potasse; on délaie la matière fondue dans l'eau et on la sursature d'acide hydrochlorique; la liqueur, évaporée à siccité, laisse un résidu qui doit être repris par l'eau; la silice n'est pas dissoute; on filtre, et on précipite par l'ammoniaque l'alumine et les oxides de fer et de manganèse; la chaux restée en dissolution est précipitée ensuite par l'oxalate d'ammoniaque. Quant à l'alumine et aux oxides de fer et de manganèse, en les traitant par l'eau de potasse, on dissout l'alumine, à l'exclusion des oxides métalliques. Le peroxide de fer peut être séparé de l'oxide de manganèse par le succinate d'ammoniaque après qu'on a dissous ces oxides dans l'acide hydrochlorique.

CHAPITRE VIII.

OXALATE ou CARBONITE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	43,44	2 . . .	906,12
Potasse	56,56	1 . .	1179,83
	100,00	poids at.	2085,95

II. PROPRIÉTÉS.

Il est cristallisable.

Il est très-soluble dans l'eau, mais cette solution cristallise difficilement.

La plupart des acides, en s'unissant à la moitié de la base de ce sel, le changent en bioxalate qui se précipite sous la forme de petits cristaux lorsque la solution est convenablement concentrée. Si l'on faisait usage d'un acide énergique, et qu'on opérât à chaud, on pourrait obtenir du quadroxalate.

III. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans le suc du bananier.

CHAPITRE IX.

BIOXALATE DE POTASSE OU BICARBONITE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	60,57	4 . .	1812,24
Potasse.	39,43	1 . .	1179,83
	100,00	poids at.	2992,07
Acide oxalique	56,33	4 . .	1812,24
Potasse	36,68	1 . .	1179,83
Eau	6,99	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	3217,03

II. NOMENCLATURE.

Sel d'oseille.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en cristaux qui ne sont jamais bien volumineux, et qui ont la forme de parallélipipèdes.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il exige 10 parties d'eau bouillante pour se dissoudre.

Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlo-

rique étendus, bouillans, en séparent la moitié de la base, et le réduisent en quadroxalate.

Le bioxalate de potasse s'unit à un grand nombre de bases de manière à former des sels doubles, dans lesquels l'acide est partagé en deux portions égales entre les bases.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur piquante, aigre, légèrement âcre et amère.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans un assez grand nombre de végétaux, notamment dans les oseilles.

VII. PRÉPARATION.

En Souabe, on prépare le bïoxalate de potasse en grande quantité avec le *rumex acetosa foliis sagittatis.*

Pour extraire le suc de la plante, on la réduit en pulpe dans une sorte de grand mortier formé de madriers; on met la matière dans des cuves de bois avec de l'eau; après quelques jours de macération, elle est soumise au pressoir; le marc est traité par l'eau et pressé de nouveau, et cela jusqu'à ce qu'il soit épuisé de matière soluble.

Le suc ainsi obtenu est mis dans une chaudière avec de l'eau dans laquelle on a délayé de l'argile non calcaire ; on fait chauffer légèrement, on agite, et on laisse déposer. Après vingt-quatre heures environ, la liqueur est filtrée dans une étoffe de laine ; le suc clarifié est ensuite concentré à pellicule dans des chaudières de cuivre étamé, puis versé dans des terrines de grès, où on le laisse cristalliser pendant un mois. Au bout de ce temps, l'eau-mère est concentrée de nouveau, puis on la fait cristalliser.

VIII. USAGES.

Il est employé pour enlever les taches de rouille et d'encre de dessus les étoffes de ligneux ; il forme alors avec l'oxide de fer un sel double soluble.

CHAPITRE X.

QUADROXALATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide.	75,44	8 . . .	3624,48
Potasse.	24,56	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	4804,31
Acide.	66,15	8 . . .	3624,48
Potasse.	21,53	1 . . .	1179,83
Eau.	12,32	6 . . .	674,88
	100,00	poids at.	5479,19

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en petits cristaux.

Il est moins soluble que le bioxalate de potasse.

Il accompagne quelquefois ce dernier sel dans les végétaux.

Il a été découvert par Wollaston.

CHAPITRE XI.

ACÉTATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique	52,17	2 . . .	1287,12
Potasse.	47,83	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	2466,95

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes; et quand il a été fondu et refroidi lentement, en feuillets nacrés.

L'eau à 15° dissout un poids d'acétate de potasse égal au sien.

Il est soluble dans l'alcool.

La plupart des acides le décomposent à l'aide d'une légère chaleur.

III. ÉTAT.

Il existe dans un grand nombre de végétaux, particulièrement dans la sève des arbres. Le bois de campêche en contient une quantité sensible.

CHAPITRE XII.

TARTRATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.
Acide tartrique	58,67	2 . . . 1674,64
Potasse.	41,33	1 . . . 1179,83
	100,00	poids at. 2854,47

II. NOMENCLATURE.

Sel végétal, tartre soluble, tartre tartarisé.

III. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes rectangulaires très-aplatis à sommets dièdres.

A 10° il n'exige qu'un poids d'eau égal au sien pour se dissoudre.

Il est encore plus soluble dans l'eau bouillante.

La plupart des acides, en s'emparant de la moitié de sa base, précipitent sa solution concentrée en bitartrate.

CHAPITRE XIII.

BITARTRATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide tartrique	58,67	4 . . .	3349,28
Potasse.	41,33	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	4529,11
Acide tartrique	70,45	4 . . .	3349,28
Potasse.	24,82	1 . . .	1179,83
Eau.	4,73	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	4754,07

II. NOMENCLATURE.

Tartre pur, créme de tartre, tartrate acidule de potasse, cristaux de tartre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Suivant Wollaston, la forme primitive des cristaux de bitartrate de potasse est un prisme dont la section est un rectangle, ayant ses côtés à peu près : : 8 : 11, terminés par des sommets dièdres placés transversalement ; de manière que les côtés d'un sommet se rencontrent dans une

diagonale, et les côtés du sommet opposé se rencontrent dans l'autre à angle de 79°,5.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est inaltérable à l'air.

Il exige 60 parties d'eau froide pour se dissoudre, et seulement 14 p. d'eau bouillante, ce qui explique pourquoi une dissolution de crême de tartre se trouble bientôt en se refroidissant.

Le bitartrate de potasse, comme le bioxalate, est susceptible de se combiner avec la plupart des bases salifiables, et de former des tartrates doubles : puisque le tartrate neutre de potasse est formé de 2 atomes d'acide tartrique contre 1 atome d'alcali, et que dans le bitartrate il y a 4 atomes d'acide, la quantité d'un oxide alcalin nécessaire pour neutraliser l'acide en excès devra contenir la même quantité d'oxigène que la potasse du bitartrate. On voit donc que dans les tartrates doubles obtenus en neutralisant du bitartrate de potasse par un oxide, les 2 bases saturent des quantités égales d'acide, et contiennent par conséquent la même quantité d'oxigène.

Mais comme il arrive, lorsqu'on décompose les tartrates doubles au moyen de la plupart

des acides, que la potasse reste constamment unie avec l'acide tartrique, quelques chimistes ont considéré le bitartrate de potasse comme une espèce d'acide. Ainsi, dans cette hypothèse, la potasse serait un des principes immédiats de l'acide *bitartrate de potasse;* mais si on adoptait cette manière de voir, le nom de bitartrate de potasse ne vaudrait rien, parce qu'il indique un *sur-sel.*

Le borax a la propriété de rendre le bitartrate de potasse plus soluble dans l'eau.

Rouelle a prouvé que les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique bouillans, enlèvent la potasse au bitartrate.

Une solution de bitartrate, abandonnée à elle-même, se charge de flocons, et, à la longue, la potasse est changée en sous-carbonate.

Le sous-carbonate de chaux ne décompose le bitartrate de potasse qu'en partie; il se forme du tartrate de potasse, du tartrate de chaux insoluble, et il se dégage du gaz acide carbonique.

La chaux peut séparer l'acide tartrique de la potasse, mais la potasse mise à nu retient de l'acide tartrique et de la chaux, ou, dit-on plus simplement, du tartrate de chaux.

Le bitartrate de potasse distillé donne de l'eau, une huile jaune et une huile brune, de l'acide pyrotartrique, des gaz hydrogène carboné et acide carbonique, enfin du sous-carbonate de potasse mêlé de charbon; c'est même un bon moyen d'obtenir du sous-carbonate de potasse à l'état de pureté.

En projetant dans une chaudière de fer dont le fond est à peine rouge 2 parties de bitartrate de potasse et 1 partie de nitrate de potasse, on obtient un sous-carbonate qui ne contient ni cyanure ni hyponitrite, ainsi que cela a lieu, suivant M. Guibourt, lorsqu'on projette le mélange dans un creuset rouge de feu, qu'on chauffe encore davantage après que tout le mélange y a été introduit.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur aigre.

VI. ÉTAT NATUREL.

Le bitartrate de potasse se trouve en grande quantité dans le suc de raisin.

VII. PRÉPARATION.

La manière de le préparer à l'état de pureté ou de *crême de tartre* est très-simple : elle

consiste en général à recueillir le dépôt salin appelé *tartre* qui se forme sur les douves des tonneaux qui contiennent du vin.

Le tartre est coloré en rouge s'il provient d'un vin rouge; il l'est en gris jaunâtre s'il provient d'un vin blanc; mais il n'y a pas, à proprement parler, d'union chimique entre le tartre et les principes colorans qui sont unis à une matière organique. Voici le procédé suivi à Montpellier pour le purifier :

On le pulvérise, et on en sature de l'eau bouillante. Dès que la liqueur est éclaircie, on la décante dans des terrines évasées, où elle dépose une couche de bitartrate cristallisé, ne retenant plus qu'une petite quantité de matière colorée. Pour l'en séparer, on la dissout dans de l'eau bouillante où l'on a délayé de 0,04 à 0,06 de son poids d'argile de Murviel, qui est blanche, et ne contient pas sensiblement de craie; on concentre à pellicule, et par le refroidissement on obtient des cristaux de tartre, qu'on expose au soleil pour les blanchir.

Les eaux-mères de ces cristaux, bien éclaircies, sont mêlées au tartre que l'on fait recristalliser.

L'argile employée à cette opération doit être

dépourvue de craie, car si elle en contenait, elle enlèverait une portion d'acide au bitartrate.

Le bitartrate de potasse du commerce contient toujours une petite quantité de tartrate de chaux, qu'on peut y démontrer au moyen de l'oxalate d'ammoniaque.

VIII. USAGES.

Le bitartrate de potasse est un des sels le plus fréquemment employés dans la teinture des laines; il forme avec l'alun le mordant qui sert à fixer la couleur de la gaude, du bois jaune, de la garance, de la cochenille, du bois de Brésil, etc.; mais bien entendu que les couleurs de ces matières peuvent être fixées par d'autres mordans que celui dont nous parlons.

Le bitartrate employé en teinture ne sert pas précisément par sa base, mais principalement par son acide; et s'il était possible de se procurer de l'acide tartrique à bas prix, ou d'autres combinaisons, telles que le tartrate d'alumine, il y aurait, dans plusieurs cas au moins, de l'avantage à le substituer au bitartrate; mais ce dernier étant de toutes les préparations d'acide tartrique propre à la teinture celle qui coûte

le moins, on lui a donné la préférence; et d'ailleurs si les résultats qu'il donne ne sont pas supérieurs à ceux que l'on obtient avec l'acide tartrique ou le tartrate d'alumine, ils sont cependant très-satisfaisans pour la plupart des opérations.

D'après ce que je viens de dire, on voit la nécessité de ne pas employer avec le bitartrate des alcalis qui le neutralisent. Les eaux de pluie, de rivière, sont donc préférables sous ce rapport aux eaux qui contiennent du carbonate de chaux.

CHAPITRE XIV.

STÉARATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique	85,03	1 . . .	6699,50
Potasse.	14,97	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	7879,33

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est susceptible de cristalliser en petites

paillettes ou en larges écailles très-brillantes, très-douces au toucher et incolores.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans l'alcool.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,794 bouillant peuvent dissoudre 15 parties de stéarate de potasse.

100 parties d'alcool à 10° en dissolvent 0,432 partie.

Le stéarate n'éprouve aucun changement de la part de l'alcool.

100 parties d'éther d'une densité de 0,728, bouillies avec 1 partie de stéarate, enlèvent à ce sel 0,16 de partie d'acide stéarique ne retenant qu'une trace de potasse.

1 partie de stéarate et 10 parties d'eau forment à la température ordinaire un mucilage épais, opaque.

1 partie de stéarate, chauffée dans 25 parties d'eau, forme un liquide limpide à 92°.

1 partie de stéarate, mise avec 5000 parties d'eau froide, ne se gonfle pas; elle cède au liquide la moitié de son alcali, et se convertit en bistéarate insoluble.

Le même effet serait produit plus prompte-

ment si on faisait dissoudre 1 partie de stéarate dans 20 parties d'eau bouillante, et qu'on versât la solution dans 1000 parties d'eau chaude; par le refroidissement le bistéarate se précipiterait à l'état d'une matière nacrée.

L'action de l'alcool, de l'éther, de l'eau sur le stéarate de potasse, est très-propre à fixer nos idées sur l'action des dissolvans en général. Nous voyons

1° Que l'alcool, qui dissout et l'acide stéarique et la potasse, ne fait éprouver aucun changement de composition au sel;

2° Que l'éther, qui agit plus fortement sur l'acide stéarique que sur la potasse, rend le sel alcalin en s'emparant d'une portion sensible de son acide;

3° Que l'eau employée en petite quantité à froid est absorbée par le stéarate sans l'altérer; qu'en aidant la réaction des corps de la chaleur qui diminue la force de solidité du stéarate, l'eau employée en quantité suffisante devient capable de le dissoudre, mais par le refroidissement, et si l'eau est en excès, la potasse se partage également entre ce liquide qui la dissout et l'acide qui ne se dissout pas.

La solution du stéarate de potasse dans l'eau

bouillante, mêlée à tous les sels autres que ceux à bases de potasse, de soude et d'ammoniaque, et vraisemblablement de lithine, les décompose, par la raison que les bases de ces sels forment des stéarates insolubles.

IV. PRÉPARATION.

On prépare le stéarate de potasse en chauffant 2 parties d'acide stéarique, 2 parties de potasse à l'alcool dissoutes dans 20 parties d'eau. Quand les matières se sont concentrées, on laisse refroidir, on sépare le stéarate de son eau-mère, on le soumet à la presse entre des feuilles de papier Joseph, et on le fait dissoudre dans 15 à 20 fois son poids d'alcool d'une densité de 0,821 : le stéarate cristallise par le refroidissement; on le jette sur un filtre de papier dépouillé de sous-carbonate calcaire; on le lave avec de l'alcool, et on le fait sécher.

V. USAGES.

Le stéarate de potasse doit être connu du teinturier, par la raison qu'il se trouve dans les savons à base de potasse, qui ont été préparés avec des corps gras, dont la stéarine de mouton est un des principes immédiats.

CHAPITRE XV.

BISTÉARATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique	91,9	2 . . .	13399,00
Potasse	8,1	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	14578,83

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est pulvérulent ou en écailles d'un éclat nacré argentin.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est insoluble dans l'eau froide, mais il lui cède une trace de potasse.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,794 bouillant peuvent dissoudre 27 parties de bistéarate. La solution n'agit pas sur l'hématine; mais en l'étendant d'eau, ce réactif passe au pourpre, par la raison qu'une portion d'alcali est séparée du bistéarate, qui se précipite alors à l'état de surbistéarate.

L'éther bouillant réduit le bistéarate en stéa-

rate neutre, et même en sous-stéarate, parce qu'il dissout de l'acide stéarique.

1 partie de bistéarate, bouillie avec 1000 parties d'eau, fait un mucilage opaque. La liqueur tient en dissolution un stéarate neutre, et un surbistéarate en suspension. Celui-ci, séparé de la liqueur, et bouilli dans 1000 parties d'eau, se réduit en un véritable quadrostéarate de potasse, c'est-à-dire un sel qui contient quatre fois autant d'acide que le stéarate.

Le bistéarate de potasse dissous dans l'alcool faible rougit la teinture de tournesol qu'on y verse goutte à goutte, par la raison qu'il se forme un stéarate neutre aux dépens de la potasse du tournesol, et que la matière rouge se trouve ainsi mise à nu. Mais si l'on ajoute de l'eau, le stéarate neutre est réduit en bistéarate, et la potasse, se recombinant à la matière rouge, la fait repasser au bleu.

$0^{gr.},02$ de bistéarate de potasse dissous dans 5 grammes d'alcool d'une densité de 0,792 ne rougissent pas la teinture de tournesol concentrée qu'on y verse, par la raison que l'extrait de tournesol est précipité à l'état solide par l'affinité que l'alcool exerce sur l'eau qui le tient en solution. Mais si l'on ajoute 5 grammes d'eau,

le précipité est redissous, et alors il cède son alcali au bistéarate, et le tournesol passe au rouge. Enfin, ajoute-t-on 10 grammes d'eau, du bistéarate se dépose, et le tournesol redevient bleu.

IV. PRÉPARATION.

C'est en traitant le stéarate de potasse par 1000 à 1200 fois son poids d'eau bouillante, recueillant sur un filtre le dépôt nacré qui se forme par le refroidissement, et traitant ce dernier par l'alcool bouillant, qui le dissout et le laisse ensuite déposer quand il se refroidit, qu'on obtient le bistéarate de potasse pur.

CHAPITRE XVI.

MARGARATE DE POTASSE ET BIMARGARATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide margarique	84,86	2 . . .	6615,20
Potasse.	15,14	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	7795,03
Acide margarique	91,81	4 . .	13230,40
Potasse.	8,19	1 . . .	1179,83
	100,00	poids at.	14410,23

II. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés de ces sels sont analogues à celles du stéarate et du bistéarate de potasse.

CHAPITRE XVII.

OLÉATE DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.
Acide oléique	84,81	1 . . . 6587,00
Potasse. . . .	15,19	1 . . . 1179,83
	100,00	poids at. 7766,83

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide.

Il est incolore.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent.

1 partie d'oléate et 2 parties d'eau froide donnent une gelée transparente qui forme un liquide sirupeux lorsqu'on y ajoute 2 parties d'eau.

Une solution d'oléate de potasse très-étendue d'eau se réduit peu à peu en suroléate qui se précipite, et en potasse qui reste en dissolution.

La solution d'oléate de potasse bouillante peut dissoudre de l'acide oléique.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,821 dissolvent 100 parties d'oléate à 50°.

100 parties d'éther bouillant peuvent dissoudre au moins 3,43 parties d'oléate.

La solution aqueuse d'oléate de potasse est précipitée par les eaux de chaux, de baryte, de strontiane, et par tous les sels solubles, excepté ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, et probablement de lithine.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur amère et alcaline.

V. PRÉPARATION.

On le prépare directement.

VI. USAGES.

Il est la base des savons mous; conséquemment sa connaissance intéresse le teinturier.

CHAPITRE XVIII.

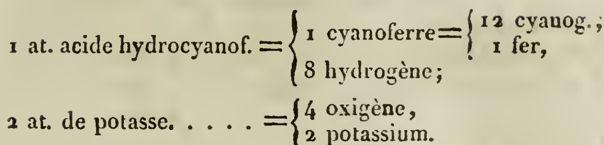
DE L'HYDROCYANOFERRATE DE POTASSE.

I. DÉFINITION, NOMENCLATURE ET COMPOSITION.

Dans la 19e leçon, page 34, nous avons exposé la composition de l'acide hydrocyanoferrique, et nous avons vu (*pag.* 35 et 36) quelle doit être l'action de cet acide sur les oxides à 2, à 3 et à 4 atomes d'oxigène dans l'hypothèse où son hydrogène se porte sur leur oxigène pour constituer de l'eau, et où il se forme un double cyanure.

Lorsque l'acide hydrocyanoferrique ne forme pas de composé solide en réagissant sur les oxides salifiables, on peut croire qu'il s'y combine sans éprouver de changement dans sa composition, et l'on peut donner conséquemment le nom d'*hydrocyanoferrate* au composé produit : c'est l'hypothèse que nous admettrons pour la matière qui se trouve dans l'eau où l'on a fait agir de la potasse sur du bleu de Prusse en excès : tant qu'elle est en dissolution, nous

la considérerons comme formée de



1 at. acide hydrocyanof. = { 1 cyanoferre = { 12 cyanog.; 1 fer, } 8 hydrogène; }

2 at. de potasse. . . . . = { 4 oxigène, 2 potassium. }

Nous l'appellerons en conséquence *hydrocyanoferrate de potasse;* c'est le *prussiate triple de potasse,* le *prussiate ferrugineux* ou *ferruré de potasse.*

II. PROPRIÉTÉS.

Cette dissolution est d'un jaune de citron.

Elle est neutre aux réactifs colorés.

Elle précipite un grand nombre de sels métalliques, et la couleur plus ou moins stable de plusieurs de ces précipités les rend intéressans pour le teinturier.

DISSOLUTIONS SALINES PRÉCIPITÉES PAR L'HYDROCYANOFERRATE DE POTASSE.

A. *en blanc* . . . . . celles d'argent,
— de cérium,
— de protoxide de cuivre,
— d'étain,
— de protoxide de fer,
— de protoxide de manganèse,
— de deutoxide de mercure?
— d'or,
— de plomb,
— de zinc.

B. *en jaune serin* . . .	—	de bismuth,
	—	de zircone.
C. *en jaune roux*. . .	—	de palladium.
D. *en rouge marron.*	—	de deutoxide de cuivre.
E. *en rouge brun*. . .	—	de peroxide de titane,
	—	*id.* d'urane.
F. *en bleu*.	—	de peroxide de fer.
G. *en vert léger* . . .	—	de nickel.
H. *en vert assez foncé.*	—	de cobalt.

Les précipités produits peuvent rentrer dans les quatre cas suivans :

1° Ils contiennent une quantité d'hydrogène et d'oxigène égale à celle de l'acide hydrocyanoferrique et de l'oxide métallique qui ont réagi ;

2° Ils en contiennent une quantité plus forte ;

3° Ils en contiennent une quantité moins forte ;

4° Ils ne contiennent ni hydrogène ni oxigène.

Dans les deux premiers cas, il est impossible aujourd'hui d'établir en principe que les précipités sont 1° des *hydrocyanoferrates anhydres* ou *hydratés*, ou qu'ils sont 2° des *cyanoferrures* ou *cyanures doubles hydratés;* mais, le plus souvent, la dernière opinion nous paraît préférable, par la raison que la plupart de ces précipités abandonnent à l'état d'eau leur hydro-

gène et leur oxigène, soit par la chaleur, soit par leur exposition au vide sec.

Dans le troisième cas, nous admettons, comme l'hypothèse la plus simple, que les précipités sont des cyanures doubles hydratés, ou plutôt des cyanoferrures hydratés.

Quant au quatrième cas, il n'y a pas lieu à interprétation, car les précipités sont évidemment de doubles cyanures anhydres, ou plutôt des cyanoferrures anhydres.

La solution d'hydrocyanoferrate de potasse ne précipite pas la dissolution de protoxide de chrôme, de protoxide d'antimoine, d'oxide de tellure, de platine (1), de rhodium, d'alumine, de glucine, de magnésie, de chaux, de strontiane, de baryte, de soude et de potasse.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates ne la précipitent pas.

Il en est de même de l'acide gallique.

Nous avons vu comment M. Porrett a séparé l'acide hydrocyanoferrique de la potasse, en versant dans la solution de ce sel de l'acide tartrique dissous dans l'alcool (19e *leçon*, *pag*. 38).

(1) A moins que les solutions ne soient concentrées; dans ce cas c'est la potasse qui précipite le platine à l'état de double chlorure.

6

Les acides sulfurique, hydrochlorique, acétique, etc., etc. faibles, chauffés avec la solution d'hydrocyanoferrate de potasse, en dégagent de l'acide hydrocyanique, et il se précipite une *matière blanche* qui devient bleue à l'air, et dont la nature n'a pas été bien déterminée. Lorsque la solution d'hydrocyanoferrate est concentrée, elle donne des cristaux d'un jaune de citron, que nous allons examiner sous le nom de *cyanoferrure de potassium*.

CHAPITRE XIX.

CYANOFERRURE DE POTASSIUM



(^{12}Cy Fe 2 Po + 6 *aq*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Cyanoferre	50,23	1 . .	2658,91
Potassium.	37,02	2 . .	1959,66
Eau	12,75	6 . . .	674,88
	100,00	poids at.	5293,45

Compositions équivalentes.

	en poids.	en atomes.	
Cyanure de fer. . . .	25,29	1 . .	1338,59
Cyanure de potassium	61,96	2 . .	3279,98
Eau.	12,75	6 . .	674,88
	100,00	poids at.	5293,45

ou

Acide hydrocyanoferriq.	51,17	1 . .	2708,80
Potasse	44,58	2 . .	2359,66
Eau	4,25	2 . .	224,96
	100,00	poids at.	5293,45

Nous n'admettons pas la dernière composition, par la raison que le composé abandonne tout son hydrogène et son oxigène sous forme d'eau quand il est exposé à une température de

60°, ou, dans le vide sec, à une température de 13°.

II. NOMENCLATURE.

Prussiate de potasse ferrugineux ou *ferruré cristallisé, double cyanure de fer et de potassium.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en rhomboïdes.

Sa densité est de 1,833.

Il est d'un jaune de citron.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il n'éprouve aucun changement à l'air, si ce n'est une très-légère efflorescence quand l'atmosphère est sèche.

Il est insoluble dans l'alcool.

A 12°,2 100 p. d'eau en dissolvent 27,8 p.
A 93°,3 — — 90,6

Nous avons admis qu'il se transforme alors en hydrocyanoferrate de potasse.

Le cyanoferrure hydraté devient anhydre, comme nous l'avons dit, par la chaleur et son exposition au vide sec.

L'acide sulfurique concentré le dissout dans cet état, avec production de chaleur. La solution ne se décompose pas à 100° : elle est sans couleur : exposée à l'air libre, elle en attire

l'humidité, devient pulpeuse, et donne des cristaux de bisulfate de potasse et d'acide hydrocyanoferrique, suivant M. Berzelius.

L'acide hydrochlorique liquide concentré sépare de l'acide hydrocyanoferrique du cyanoferrure, suivant M. Robiquet.

L'acide nitrique chaud le décompose, suivant M. Thomson; il se dégage du cyanogène, et ensuite de l'azote, de l'acide carbonique et du deutoxide d'azote; l'acide contient du fer et de la potasse à l'état de nitrate.

Le gaz hydrosulfurique qu'on fait passer sur le cyanoferrure de potassium chauffé suffisamment, donne lieu à un dégagement d'hydrosulfate d'ammoniaque, à une production de sulfure de fer, et d'un cyanosulfure de potassium.

2 parties de cyanure double et une partie de soufre, fondues ensemble, donnent du sulfure de fer, et du cyanosulfure de potassium, qui est soluble dans l'eau, et susceptible de précipiter le sulfate de fer en rouge. Cette dissolution peut être considérée comme celle d'un hydrocyanosulfate de potasse.

Le cyanoferrure de potassium se fond au rouge obscur sans s'altérer. Au rouge cerise, il se décompose, ainsi que nous l'avons dit (19e

leçon, page 24); du gaz azote se dégage, du fer se sépare à l'état de quadrocarbure, suivant M. Berzelius, et le cyanure de potassium n'est pas altéré.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur légèrement amère.

Il est inodore.

VI. PRÉPARATION.

On peut le préparer en faisant réagir l'eau de potasse à chaud sur du bleu de Prusse purifié par les acides et employé en excès; on fait ensuite concentrer et cristalliser la liqueur filtrée; mais ce procédé est cher.

En grand, on le prépare en chauffant au rouge dans des creusets de fonte un mélange de 1 partie de charbon animal et de 1 à 2 parties de sous-carbonate de potasse; pendant qu'on chauffe les matières, on les remue de temps en temps avec un ringard de fer. On traite le produit de la calcination, quand il est refroidi, par l'eau, et on fait cristalliser la liqueur filtrée.

Pour purifier les cristaux autant que possible d'un excès de fer, on les fond en vase clos; on dissout la matière, après la fonte, dans l'eau, pour la faire recristalliser.

Au lieu du charbon animal, on emploie, avec moins d'avantage, du sang desséché ou de la corne, ou un mélange de ces deux matières.

VII. USAGES.

Le cyanoferrure de potassium est employé à l'état de dissolution aqueuse dans la teinture. Tout le monde sait que c'est au moyen de cette dissolution acidulée que M. Raymond a teint la soie en bleu de Prusse, après avoir fixé du peroxide de fer sur cette étoffe.

On peut, par des procédés analogues à celui de ce chimiste, faire, avec la même solution, différentes couleurs sur la soie, etc., qu'on a imprégnée préalablement d'oxides métalliques, qui, en réagissant sur l'acide hydrocyanoferrique, donnent des composés diversement colorés.

Enfin, la solution de cyanoferrure de potassium est un excellent réactif pour reconnaître la présence de plusieurs métaux dissous dans l'eau par l'intermède des acides.

VINGT-CINQUIÈME LEÇON.

ÉTUDE SPÉCIALE DE PLUSIEURS SELS A BASE DE SOUDE.

CHAPITRE PREMIER.

SULFATE DE SOUDE $(^{2}\dddot{S}\ \ddot{S}o) + (20\ aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique.	56,18	2 . . .	1002,32
Soude	43,82	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1784,16
Acide sulfurique.	24,85	2 . . .	1002,32
Soude	19,38	1 . . .	781,84
Eau	55,77	20 . . .	2249,60
	100,00	poids at.	4033,76

II. NOMENCLATURE.

Sel de Glauber, sel admirable.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des sommets dièdres, ou en prismes à 4 pans terminés par des pyramides à 4 faces.

Il est incolore; ses cristaux sont remarquables par leur transparence.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est efflorescent.

Suivant M. Gay-Lussac, 100 parties d'eau dissolvent

à zéro.	5,02	parties.
à 17,91.	16,73	—
à 30,75.	43,05	—
à 32,73.	50,65	—
à 70,61.	44,35	—
à 103,17.	42,65	—

La solution de sulfate de soude faite à chaud et, encore chaude, renfermée dans un flacon qu'elle remplit entièrement, ou introduite dans le vide d'un tube à baromètre, conserve sa liquidité après qu'elle est refroidie : mais elle cristallise dès qu'on lui rend le contact de l'air.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur qui d'abord est fraîche et salée, et ensuite amère et désagréable.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans la nature, à l'état solide, uni au sulfate de chaux, et à l'état de dissolution, dans les *eaux salées*.

Les végétaux qui croissent dans la mer, sur ses bords ou dans les terrains salés, en contiennent une quantité notable.

VII. PRÉPARATION.

Le sulfate de soude du commerce provient de l'évaporation des eaux salées, ou de la décomposition du chlorure de sodium par l'acide sulfurique.

A. Les eaux salées déposent par la concentration une matière appelée *schelot*, qui est formée principalement de sulfate de soude anhydre et de sulfate de chaux : on la lave avec de l'eau froide, afin d'enlever le chlorure de sodium qui est à sa surface, puis on la traite par l'eau bouillante, pour dissoudre le sulfate de soude. La solution, séparée du résidu formé par le sulfate de chaux indissous, donne du sulfate de soude cristallisé, après avoir été concentrée et refroidie.

B. On décompose dans des fours à réverbère le chlorure de sodium par l'acide sulfurique hydraté.

VIII. USAGES.

Le sulfate de soude est surtout employé pour préparer la soude dite artificielle.

CHAPITRE II.

SULFITE DE SOUDE ($^2\ddot{S}\,\dot{S}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfureux.	50,65	2 . . .	802,32
Soude	49,35	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1584,16

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est cristallisable en prismes à 4 pans à sommets dièdres, ou en prismes à six pans.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est alcalin au tournesol rouge, et ramène au bleu la teinture de violette rougie par un acide.

Il est efflorescent.

Il exige pour se dissoudre environ 4 parties d'eau à 15°, et moins que son poids d'eau bouillante.

Exposé à l'air, il se convertit en sulfate sans que sa neutralité change.

Le chlorate de potasse, chauffé avec lui, le change également en sulfate neutre.

Le chlore, l'acide nitrique, produisent le même effet.

Le sulfite de soude exposé au feu se réduit en sulfate et en sulfure.

IV. PRÉPARATION.

C'est en faisant passer du gaz acide sulfureux dans du sous-carbonate de soude ou de l'hydrate de soude dissous dans l'eau, qu'on prépare ce sulfite. S'il y a un excès d'acide, il faut ajouter une quantité convenable de soude. On doit éviter le contact de l'air autant que possible.

CHAPITRE III.

BISULFITE DE SOUDE ($^4\ddot{S}\,\ddot{So}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfureux.	67,24	4 . . .	1604,64
Soude	32,76	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	2386,48

II. PROPRIÉTÉS.

Suivant MM. Gay-Lussac et Welter, ce sel ne rougit pas la teinture de tournesol.

CHAPITRE IV.

HYPOSULFITE DE SOUDE ($^{2}\ddot{S}^{2}\,\dot{S}o$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfureux.	60,64	2 . . .	1204,64
Soude.	39,36	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1986,48

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes à 4 pans inclinés les uns sur les autres, terminés par des pyramides très-courtes.

Il est transparent.

Il ne s'altère que difficilement à l'air.

Il est assez soluble dans l'eau.

L'acide sulfurique concentré en dégage du gaz acide sulfureux, mêlé d'un peu d'acide hydrosulfurique; en même temps il se précipite du soufre.

L'acide sulfurique faible, l'acide hydrochlorique, etc., etc., produisent les mêmes effets, sauf qu'il ne se développe pas d'acide hydrosulfurique.

III. PRÉPARATION.

On peut le préparer par différens procédés,

1° En saturant d'acide hydrosulfurique une solution de sulfite de soude, filtrant et faisant évaporer spontanément la liqueur;

2° En mêlant des solutions de sulfite et d'hydrosulfate de soude.

CHAPITRE V.

CARBONATE DE SOUDE ($^4\ddot{C}\ \ddot{S}o$) + (2 *aq*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique.	58,48	4 . . .	1101,32
Soude	41,52	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1883,16
Acide carbonique.	52,24	4 . . .	1101,32
Soude.	37,09	1 . . .	781,84
Eau	10,67	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	2108,12

II. NOMENCLATURE.

Bicarbonate de soude, carbonate de soude neutre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, cristallisable en petits feuillets rhomboïdaux nacrés.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il n'est ni efflorescent ni déliquescent.

Il est soluble dans 12 parties d'eau froide.

Les propriétés de cette solution sont analogues à celles de la solution du carbonate de potasse.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il n'a qu'une légère saveur alcaline.

VI. PRÉPARATION.

On le fait en saturant de gaz acide carbonique une solution de sous-carbonate de soude.

CHAPITRE VI.

SOUS-CARBONATE DE SOUDE ($\ddot{C}$ $\ddot{S}o$) + (20 *aq*).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique.	39,83	2 . . .	550,66
Soude.	60,17	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1332,50
Acide carbonique.	15,37	2 . . .	550,66
Soude.	21,83	1 . . .	781,84
Eau	62,80	20 . . .	2249,60
	100,00	poids at.	3582,10

II. NOMENCLATURE.

Carbonate de soude des chimistes, qui nomment le précédent bicarbonate de soude. — Bisous-carbonate de soude.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux.

Il éprouve la fusion aqueuse.

Il n'est pas décomposé par la chaleur, sauf qu'il devient anhydre s'il est hydraté.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est efflorescent.

Il se dissout dans 2 parties d'eau froide et dans moins que son poids d'eau bouillante.

Ses propriétés sont analogues à celles du sous-carbonate de potasse.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur alcaline.

VI. PRÉPARATION.

C'est en lessivant à froid la soude artificielle ou naturelle qu'on a tenue dans un endroit humide pour la faire effleurir; c'est en faisant concentrer et cristalliser la lessive, puis purifiant les cristaux par de nouvelles dissolutions et cristallisations, qu'on parvient à se le procurer à l'état de pureté.

Si l'on n'exposait pas les soudes à l'air humide avant de les lessiver, il serait très-difficile de les épuiser d'alcali avec économie, par la raison qu'une partie au moins est comme frittée avec la partie insoluble.

VII. USAGES.

Ce sel peut être employé dans plusieurs opérations de teinture, particulièrement pour préparer les laines à recevoir les matières colorantes.

Il est employé pour dissoudre la matière colorante du carthame.

Je l'ai employé avec un grand avantage pour débouillir des verts sur laine faits au bleu de Saxe et au bois jaune.

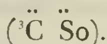
Il sert à détacher.

Il agit comme alcali pour virer plusieurs couleurs.

Mais toutes les fois que le teinturier veut le faire agir sur la laine, il doit avoir égard à son état d'hydratation ; autrement il courrait le risque d'en employer trop ou trop peu. Et comme ce sel a une action altérante très-grande sur la laine lorsqu'il est chauffé avec elle, un excès pourrait avoir de grands inconvéniens.

CHAPITRE VII.

SESQUISOUS-CARBONATE DE SOUDE



I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide carbonique	50,37	3 . . .	825,99
Soude	48,63	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	1607,83

II. PROPRIÉTÉS, ETC.

Ce sel a été découvert en Barbarie, cristallisé en prismes aplatis adhérens les uns aux autres, de manière à former des masses dures, compactes.

Il a été trouvé aussi en Amérique.

APPENDICE.

SOUDES DU COMMERCE.

1. PRÉPARATION.

On prépare pour les arts *la soude* dite *artificielle* et la *soude* dite *naturelle*.

A. *Préparation de la* SOUDE *dite* ARTIFICIELLE.

La *soude* dite *artificielle* se prépare en décomposant à chaud le sulfate de soude par un mélange de craie et de charbon.

On se procure le sulfate de soude en décomposant dans des fours à réverbère 200 livres de chlorure de sodium par 276 livres d'acide sulfurique à 45°. Le mélange est chauffé d'abord sur une sole doublée de plomb; et ensuite, quand il est sec, on le chauffe davantage sur une autre sole carrelée en briques qui fait partie du même fourneau; cette sole est plus rapprochée du foyer que l'autre.

On mêle ensuite

sulfate de soude	1000 livres.
craie	1200
charbon	550

Ou encore

sulfate de soude	1000 livres.
craie	1000
charbon	611.

Les matières sont mélangées et écrasées au moyen d'une meule verticale.

Le mélange est introduit dans un four à réverbère de forme ovoïde, dont la sole est carrelée en briques réfractaires, et dont on doit avoir porté la température au-dessus du rouge cerise. On remue les matières avec un ringard de fer tous les quarts d'heure, et cela est surtout nécessaire lorsqu'elles entrent en fusion. La fonte est pâteuse, et des gaz carbonique, hydrogène et oxide de carbone s'en dégagent en la boursoufflant. L'opération est terminée lorsque la matière est homogène ; alors on la retire du fourneau ; de molle qu'elle est, elle devient dure par le refroidissement.

Les mélanges précédens donnent à peu près 1666 livres de soude contenant de 0,32 à 0,33 de sous-carbonate.

Voici ce qui se passe dans le four à réverbère : le charbon réduit le sulfate de soude en sulfure de sodium en passant à l'état d'acide carbonique et d'oxide de carbone ; la craie se

divise en deux portions, l'une se réduit en chaux et en acide carbonique qui se dégage; l'autre cède au sodium son oxigène et son acide carbonique (du moins une partie) (1), pendant que son calcium absorbe le soufre, et que le sulfure qui en résulte s'unit à la chaux de la première portion de craie.

Avant de lessiver la soude artificielle, il est bon de l'exposer préalablement dans un lieu humide, où elle se délite en attirant l'humidité de l'air, et probablement de l'acide carbonique. Dans tous les cas, il faut la lessiver avec de l'eau froide, et non avec de l'eau chaude, afin d'éviter la réaction du sous-carbonate de soude sur le sulfure de calcium.

La lessive de la soude artificielle concentrée et refroidie donne du sous-carbonate de soude cristallisé.

B. *Préparation de la* SOUDE *dite* NATURELLE.

On obtient la soude dite naturelle en brûlant des végétaux qui croissent dans la mer ou dans des terrains salés.

(1) Car il ne paraît pas probable que la présence d'un excès de charbon ne s'oppose pas à ce que la soude prenne la quantité d'acide carbonique nécessaire à la constitution du sous-carbonate.

On rassemble ces végétaux, on les expose au soleil pour les sécher, on en fait des tas, puis on creuse une fosse de trois pieds de profondeur et de quatre de largeur; on y met une certaine quantité des végétaux qu'on veut brûler, on les allume, et on alimente la combustion pendant plusieurs jours avec de nouvelles quantités de ces mêmes végétaux. Le résidu diffère des cendres des plantes terrestres; au lieu d'être, comme elles, peu cohérent et blanc léger, il est en masse compacte, noire, et comme demi vitrifiée. C'est dans cet état que la soude est mise dans le commerce.

Pour la lessiver d'une manière économique, il faut la concasser, et l'exposer dans un endroit humide, afin qu'elle se délite en absorbant de l'humidité et de l'acide carbonique.

2. VARIÉTÉS DES SOUDES DU COMMERCE.

On prépare en Espagne et en France diverses variétés de soude naturelle :

1° La *soude d'Alicante de première qualité,* appelée *soude douce, barille douce.*

Elle est d'un gris cendré; l'intérieur en est homogène et bien fondu. Elle provient du *salsola sativa* ou *barille* que l'on cultive à cet effet.

2° La *soude d'Alicante de deuxième qualité*, appelée *soude* ou *barille mélangée.*

Elle est d'une couleur plus foncée que la précédente; l'intérieur n'est point aussi compacte, et présente beaucoup de petites cavités.

3° La *soude d'Alicante de troisième qualité*, ou la *bourde.*

Elle est préparée avec toutes les plantes qu'on a pu rassembler sur le littoral; elle n'a pas l'homogénéité des précédentes, on y aperçoit des morceaux de charbon.

4° La *soude* dite *de Carthagène*, semblable, par l'aspect, à la soude d'Alicante de seconde qualité, se place entre elle et la bourde.

5° La *soude de Narbonne* se prépare dans ce pays en brûlant le *salicornia annua*, que l'on cultive à cet effet.

6° La *blanquette*, ou *soude d'Aigues-Mortes*, se prépare avec toutes les plantes qui croissent sur le bord de la mer entre Frontignan et Aigues-Mortes.

7° Le *varec*, ou *soude de varec*, ou *sel de varec*, se prépare en Normandie, en brûlant des fucus ou varec. Cette soude contient une quantité remarquable de sels à base de potasse.

3. COMPOSITION DES SOUDES DU COMMERCE.

Les soudes du commerce (celle de varec excepté) peuvent contenir un assez grand nombre de substances :

1. Soude plus ou moins carbonatée.
2. Sulfate de soude.
3. Sulfite de soude.
4. Hyposulfite de soude.
5. Chlorure de sodium.
6. Sulfure de sodium.
7. Cyanure de sodium (manque dans la soude arficielle).
8. Sous-carbonate de chaux.
9. Sulfure de calcium + chaux.
10. Sous-carbonate de magnésie (manque dans la soude artificielle).
11. Sufure de fer.
12. Silice.
13. Alumine.
14. Sous-phosphate de chaux.
15. Sous-phosphate de magnésie (manque dans la soude artificielle).

La soude de varec contient, suivant M. Gay-Lussac :

Du chlorure de sodium,
Du chlorure de potassium ,
Du sulfate de potasse,
Du sous-carbonate de soude de 0,01 à 0,03.
De l'iodure de potassium } quelques millièmes.
De l'hyposulfite de potasse }

La soude de varec se reconnaît à ce que, délayée dans un peu d'eau avec un peu d'empois, elle développe une couleur violette par l'addition de quelques gouttes de chlorure de chaux.

La soude que donnent les végétaux par la combustion ne se forme pas dans cette opération; elle est simplement mise à nu, comme cela a lieu pour la potasse; elle tire son origine de la mer ou du sol dans lequel les végétaux ont crû : c'est pourquoi, lorsque les plantes qui, cultivées sur les bords de la mer, donnent de la soude, sont cultivées dans l'intérieur des terres où elles ne peuvent trouver de chlorure de sodium, elles contiennent des sels à base de potasse. C'est ce que Duhamel, M. Vauquelin et Broussonet ont constaté à diverses époques. M. Vauquelin a vu en outre que la plus grande partie du sous-carbonate de soude des cendres du *salsola soda* provient de la décomposition de l'oxalate de soude, et il pense qu'une autre portion peut venir de la décomposition d'une partie du sulfate de soude qui est décomposé par la craie et le charbon.

C'est parce qu'il y a dans les plantes qui croissent dans les terrains salés une plus forte portion de matière fusible au feu que dans les cen-

dres des végétaux terrestres, que la soude du commerce est en masse compacte, au lieu d'être en cendres pulvérulentes; c'est à cause de la facilité qu'on a à transporter la soude, et en outre à la difficulté qu'on éprouverait si on voulait, au moment où elle vient d'être préparée, en séparer la matière soluble, qu'on la verse dans le commerce telle qu'elle sort des fours où les plantes d'où elle provient ont été brûlées.

4. ESSAI DES SOUDES ET DES SELS DE SOUDE.

A. *PRINCIPES.*

Les principes généraux sur lesquels repose la détermination de la proportion de l'alcali vénal des soudes du commerce, qui peut y être à l'état caustique, d'hydrate de sous-carbonate ou de carbonate, sont les mêmes que ceux que nous avons posés dans la leçon précédente (*page* 43), en parlant de l'essai des potasses du commerce.

B. *APPLICATION.*

B'. *Préparation de l'acide sulfurique normal.*

L'acide sulfurique normal, qui sert à l'essai des potasses, sert à l'essai des soudes (24e *leçon*, *pag.* 45); mais 100 parties d'acide anhydre saturent 77,98 de soude et 129,6 de sous-carbo-

nate, tandis que la même quantité d'acide en sature 117,75 de potasse.

1 centimètre cube d'acide normal représente donc $0^{gr.}$,1000 d'acide sulfurique anhydre qui neutralisent $0^{gr.}$,07798, ou $0^{gr.}$,078 de soude pure, ou $0^{gr.}$,1296 de sous-carbonate.

B″. *Préparation de la liqueur alcaline pour l'essai.*

Deux cas se présentent dans l'essai des soudes et des sels de soude, relativement à la dissolution de ces matières dans l'eau; ou la dissolution est complète, ou elle est incomplète.

Le premier cas n'a lieu que pour les sels de soude.

Le second, conséquemment, n'a lieu que pour les soudes du commerce proprement dites.

Premier et deuxième cas.

On opère comme il est dit dans la leçon précédente (*pag.* 47).

B‴. *Neutralisation de la liqueur alcaline par l'acide normal.*

Avant de procéder à la neutralisation des soudes, il faut reconnaître si elles contiennent du sulfure, du sulfite et de l'hyposulfite de

soude. Nous allons examiner les cas qui peuvent se présenter relativement à la présence de ces corps.

Premier cas.

La soude ne contient ni sulfure, ni sulfite, ni hyposulfite.

On reconnaît une soude qui est dans ce cas à ce qu'elle ne dégage ni acide hydrosulfurique, ni acide sulfureux, et qu'elle ne devient pas laiteuse quand on a versé de l'acide sulfurique dans sa dissolution.

On prend 100 centimètres cubes de liqueur alcaline avec la pipette graduée P (*pl.* 3, *fig.* 7), en supposant que 500cc de cette liqueur représentent toute la partie soluble de 50 grammes de soude. Si la solution de cette quantité de soude occupe plus de 500 centimètres, on en prendra le cinquième, afin d'avoir toujours un volume de liquide qui représente l'alcali contenu dans 10 grammes de la soude qu'on essaie.

On versera cette liqueur dans le vase cylindrique V (*pl.* 3, *fig.* 8), où elle doit former une couche de 0m,03 à 0m,04 de profondeur; on la colorera en bleu avec du tournesol.

La burette B (*planch.* 3, *fig.* 9) étant remplie

d'acide normal, on procèdera à la neutralisation avec le même soin que pour l'essai des potasses, et on retranchera du volume de l'acide normal versé de la burette autant de $\frac{1}{5}$ de centimètre cube + 1 qu'il y aura de traits rouges permanens tracés sur le papier de tournesol avec la liqueur que l'on a neutralisée.

Le volume de l'acide normal nécessaire à la neutralisation étant ainsi déterminé, on a le moyen de déterminer la valeur vénale de la soude ou du sel de soude.

En effet,

100 centimètres cubes d'acide normal neutralisant $7^{gr.},798$ de soude et $12^{gr.},96$ de sous-carbonate de soude, il suffira de multiplier par l'un ou l'autre de ces nombres le nombre de centimètres cubes d'acide normal nécessaires à la neutralisation de la soude ou du sel de soude, et de diviser par 100, pour avoir la quantité d'alcali ou de sous-carbonate contenue dans la matière de l'essai.

Supposons, par exemple, que 10 grammes de soude ou de sel de soude aient demandé $47^{cc},5$ d'acide normal, suivant qu'on voudra avoir la quantité de soude ou de sous-carbonate, on aura les proportions

$$100 : 7{,}798 :: 47{,}5 : X = \frac{7{,}798 \times 47{,}5}{100} = 3{,}69$$

$$100 : 12{,}96 :: 47{,}5 : X = \frac{12{,}96 \times 47{,}5}{100} = 6{,}15$$

On voit d'après cela,

1° Que 10 parties de la soude ou de sel de soude essayé contiennent 3,69 parties de soude pure, ou 6,15 de sous-carbonate, ou pour le quintal 36,9 de potasse, ou 61,5 de sous-carbonate;

2° Qu'il suffit de diviser par 10 le produit des deux moyens des proportions précédentes pour avoir l'alcali vénal du quintal.

Deuxième cas.

Neutralisation d'une liqueur contenant avec la soude du sulfite ou du sulfure sans hyposulfite.

A. *Soude contenant du sulfite.*

CARACTÈRE.

La solution dégage du gaz acide sulfureux sans mélange d'acide hydrosulfurique et sans dépôt de soufre.

L'acide sulfureux est bien reconnaissable à l'odeur.

On fait évaporer à sec dans une capsule de platine 100 centimètres cubes de lessive de soude

préparée comme je l'ai dit précédemment, et dans laquelle on ajoute quelques grammes de chlorate de potasse ; on expose le résidu à une chaleur rouge obscure, puis on ajoute au résidu 100 centimètres cubes d'eau environ pour le dissoudre, et on neutralise la liqueur par l'acide normal, ainsi qu'il a été dit plus haut.

Expliquons le motif de cette opération.

Rappelons

1° Que l'acide sulfureux s'unit en deux proportions à la soude (comme je l'ai dit *pag.* 4 et 5); que le sulfite neutre est alcalin au tournesol et à la teinture de violettes rougie par un acide, et que le bisulfite ne rougit pas la teinture de tournesol, suivant MM. Gay-Lussac et Welter ;

2° Qu'en ajoutant au sulfite de soude l'oxigène nécessaire pour convertir son acide en acide sulfurique, on a un sel neutre aux réactifs colorés (*pag.* 4).

D'après cela, si l'on n'eût pas converti le sulfite de soude en sulfate, il serait arrivé que l'acide normal versé dans la lessive alcaline aurait neutralisé non-seulement la soude vénale, mais encore la moitié de la soude du sulfite neutre, avant qu'on eût pu s'en apercevoir au papier de tournesol, par la raison que

l'acide sulfureux de la moitié du sulfite décomposé aurait formé avec l'autre moitié du sulfite, du bisulfite; conséquemment, l'on se serait trompé en plus sur le titre de la soude d'une quantité de base égale à la moitié de celle du sulfite.

Il est évident, d'après cela, que si on fait deux essais, 1° l'un sur la lessive non traitée par le chlorate de potasse, 2° l'autre sur la lessive traitée par du chlorate, en prenant la différence des deux essais, et la doublant, on aura la quantité d'alcali unie à l'acide sulfureux.

B. *Soude contenant du sulfure de sodium.*

CARACTÈRE.

Une soude qui contient du sulfure se reconnaît à ce que sa lessive dégage de l'acide hydrosulfurique reconnaissable à son odeur et à la couleur noire qu'il fait prendre au papier imprégné de sous-carbonate de plomb.

On traite le résidu de l'évaporation de 100cc de cette soude par le chlorate de potasse, comme je viens de le dire, puis on procède à la neutralisation.

Le motif de cette opération est que le sulfure est converti en sulfate de soude neutre, et que

si l'on n'eût pas opéré cette conversion, l'acide normal aurait neutralisé et la soude vénale, et le sodium du sulfure; dès lors l'essai aurait donné un excès d'alcali précisément proportionnel au sodium de cette quantité de sulfure. Il suit de là que si l'on fait deux essais,

1° L'un sur une portion de soude traitée par le chlorate,

2° L'autre sur une portion de soude qui n'aura pas subi ce traitement,

La différence donnera la quantité de soude représentant le sulfure de sodium de l'alcali essayé.

Troisième cas.

Neutralisation d'une liqueur contenant avec la soude de l'hyposulfite sans sulfure ni sulfite.

CARACTÈRE.

Une soude qui contient de l'hyposulfite sans sulfure ne dégage que de l'acide sulfureux par l'acide sulfurique, et devient en même temps laiteuse parce qu'il se dépose du soufre.

L'essai se fait absolument comme celui d'une soude dépourvue de sulfite et de sulfure.

En voici la raison :

1° L'hyposulfite de soude neutre étant formé de

2 at. acide hyposulfureux = { 4 at. oxigène, 4 at. soufre,
1 at. soude ;

si on le calcinait avec du chlorate de potasse, il est évident que l'on aurait 4 atomes d'acide sulfurique au lieu de 2 qui sont nécessaires pour neutraliser l'atome de soude, base de l'hyposulfite ; dès lors 2 atomes de l'acide sulfurique produit neutraliseraient 1 atome de soude de l'alcali vénal ; dès lors l'essai donnerait une quantité d'alcali qui serait inférieure à la véritable.

2° D'après la composition de l'hyposulfite, dès qu'un atome de ce sel est neutralisé dans l'essai d'une soude qui contient ce sel, l'acide sulfureux provenant de cette décomposition ne peut former avec un autre atome d'hyposulfite un sel qui soit sans action sur le tournesol bleu ; dès lors, l'acide sulfureux mis en liberté agissant sur le tournesol, il n'y a pas de raison de détruire l'acide hyposulfurique comme on détruit l'acide sulfureux dans une soude qui contient du sulfite.

Quatrième cas.

Neutralisation d'une soude contenant du sulfure, du sulfite, et de l'hyposulfite.

L'essai d'une pareille soude ne donne jamais un résultat sur lequel on puisse compter. Heureusement que ce dernier cas est très-rare, car une soude qui est préparée convenablement, et qui contient par conséquent un certain excès d'alcali, si elle est mêlée de sulfure de sodium, ne donnera jamais par son exposition à l'air que du sulfite, et non de l'hyposulfite; ainsi, de l'hyposulfite contenu dans une soude est déjà l'indice d'une mauvaise qualité.

5. HISTOIRE DE L'ESSAI DES ALCALIS PAR DES MOYENS CHIMIQUES.

Home me paraît le premier savant qui ait pensé à déterminer la valeur des alcalis au moyen des quantités d'un même acide nécessaires à leur neutralisation, mais l'état des connaissances chimiques de son temps ne lui permit pas de donner une méthode précise pour y parvenir.

M. Vauquelin s'est servi de l'acide nitrique pour déterminer la valeur vénale de six variétés

de potasse du commerce, et c'est lui qui a démontré par l'expérience l'utilité d'un pareil procédé.

Descroisilles a eu l'heureuse idée de substituer à l'évaluation en poids de l'acide l'évaluation en volume, et c'est lui qui a imaginé le tube gradué qu'on a appelé *alcalimètre*.

Enfin MM. Gay-Lussac et Welter ont donné toute la rigueur désirable aux procédés alcalimétriques.

Il est d'autant plus utile que vous vous familiarisiez avec ces procédés, que c'est en partant de l'idée de Descroisilles du titre *des liqueurs* qu'on appelle *normales*, et en faisant usage de la pipette et de la burette graduées que j'ai décrites d'après M. Gay-Lussac (*planch.* 3, *fig.* 7 et 9), que je suis parvenu à rendre les essais de teinture extrêmement précis, quoiqu'en n'opérant que sur 0gr., 5 d'étoffe ; et il y a une telle économie de temps et de matière, et une si grande facilité pour multiplier les essais, et s'en rendre un compte exact, que je ne doute pas que l'ouvrage dans lequel j'ai décrit l'art de les faire ne contribue beaucoup au perfectionnement de la science de la teinture. J'aurais vivement désiré, l'année dernière, livrer à l'im-

pression ce petit ouvrage, qui est presque achevé; malheureusement, n'ayant pu empêcher que mes leçons fussent sténographiées, j'ai cru qu'il était de mon devoir de les corriger, pour qu'elles fussent moins indignes d'être offertes au public : et c'est cette publication, que je considère comme prématurée, qui me contraint à faire paraître ces deux écrits dans un ordre inverse de celui qui me semble le plus naturel.

CHAPITRE VIII.

STÉARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique.	89,55	1 . . .	6699,50
Soude.	10,45	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	7481,34

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en plaques demi-transparentes ou en petits cristaux brillans.

Il est fusible.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

1 partie de stéarate se dissout dans 20 parties d'alcool d'une densité de 0,821 ; la solution se trouble de 71° à 69°, elle se prend en gelée qui se réduit peu à peu en petits cristaux.

100 parties de solution alcoolique saturée à 10° ne contiennent que 0,2 de partie de stéarate.

100 parties d'éther bouillant enlèvent à 1 partie de stéarate une quantité sensible d'acide stéarique.

1 partie de stéarate, macérée pendant huit jours dans 600 parties d'eau à 12°, n'éprouve pas de changement apparent; après quinze jours, l'eau contient une trace de soude.

1 partie de stéarate et 10 parties d'eau, chauffées à 90°, forment un liquide épais presque transparent qui, à 62°, est en masse solide; en ajoutant 40 parties d'eau, et en faisant chauffer, tout se dissout; la solution, reçue dans 2000 parties d'eau, est réduite en soude et en bistéarate nacré qui se dépose.

0gr.,200 de stéarate de soude, mis à 12° dans une atmosphère saturée d'eau, ont absorbé après six jours 0gr.,015 d'eau.

IV. PRÉPARATION.

On fait chauffer dans une capsule de porcelaine 20 parties d'acide stéarique avec 300 parties d'eau tenant 12 parties de soude; la combinaison s'opère; on sépare le stéarate sous forme de grumeaux d'un liquide alcalin, on le presse sur du papier, on le fait sécher, puis on le dissout dans 25 fois son poids d'alcool bouillant.

V. ÉTAT.

Il se trouve dans les savons de suif à base de soude, et plus généralement dans ceux des graisses qui contiennent de la stéarine de mouton.

VI. USAGES.

A l'état de pureté, il n'est pas employé, mais il est un des sels constituans des savons durs préparés avec les graisses qui contiennent de la stéarine de mouton.

CHAPITRE IX.

BISTÉARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide stéarique	94,49	2 . .	13399,00
Soude	5,51	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	14180,84

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en petites paillettes brillantes.

Il est plus fusible que le stéarate.

Il est incolore.

II. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool; il se comporte avec le tournesol comme le bistéarate de potasse.

IV. PRÉPARATION.

On le prépare en faisant dissoudre 1 partie de stéarate de soude dans l'eau bouillante, et filtrant la liqueur dans 2000 à 3000 parties d'eau froide; la matière nacrée qui se dépose par le refroidissement est recueillie sur un filtre, la-

vée, puis dissoute dans l'alcool bouillant, d'où elle se dépose par le refroidissement.

CHAPITRE X.

MARGARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide margarique	89,43	2 . . .	6615,20
Soude.	10,57	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	7397,04

II. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues à celles du stéarate de soude, sauf que celui-ci est moins soluble que le margarate dans les liquides qui dissolvent ces deux sels.

CHAPITRE XI.

BIMARGARATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide margarique	94,42	4 . .	13230,40
Soude.	5,58	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	14012,24

CHAPITRE XII.

OLÉATE DE SOUDE.

I. COMPOSITION.

	en poids:	en atomes.	
Acide oléique .	89,39	1 . . .	6587,00
Soude	10,61	1 . . .	781,84
	100,00	poids at.	7368,84

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il attire l'humidité de l'air, mais il n'est pas susceptible de se liquéfier dans un espace saturé de vapeur, du moins dans le même temps que cela arrive à l'oléate de potasse.

A 12° 1 partie d'oléate de soude se dissout très-bien dans 10 parties d'eau.

1 partie d'oléate ne se dissout pas à chaud dans 5 parties d'alcool d'une densité de 0,821; mais dans 10 parties la solution a lieu; elle ne commence à se troubler qu'à 32°,5.

100 parties d'éther bouillant ne peuvent dissoudre complètement 2 parties d'oléate de soude; la dissolution est un suroléate.

Il existe probablement un bioléate de soude.

IV. PRÉPARATION.

On fait chauffer dans une capsule 1 partie d'acide oléique avec 0,66 partie de soude à l'alcool dissous dans 5 parties d'eau; on fait chauffer, en ayant soin d'agiter la matière. L'oléate de soude se présente sous la forme d'une masse gélatineuse molle, qui ne se dissout pas dans l'eau mère alcaline; par le refroidissement, l'oléate prend plus de dureté et de tenacité que

l'oléate de potasse; on le sépare de l'eau mère, puis on le fait dissoudre dans 10 à 15 fois son poids d'alcool d'une densité de 0,821 bouillant; l'alcool évaporé laisse l'oléate de soude.

V. ÉTAT.

Il se trouve dans tous les savons du commerce à base de soude.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
Rue d'Erfurth, n° 1 près de l'Abbaye

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

ÉTUDE SPÉCIALE

DE PLUSIEURS SELS D'ALUMINE, DE ZINC, DE FER, DE PLOMB, DE CUIVRE ET D'ANTIMOINE.

SELS A BASE D'ALUMINE.

L'alumine est une des bases salifiables qui fournissent à la teinture les meilleurs mordans pour fixer un grand nombre de couleurs sur les étoffes. En effet, pour peu qu'on ait la connaissance la plus légère de cet art, on sait que l'alun et l'acétate d'alumine sont employés avec le plus grand succès pour mordancer la laine, la soie et le ligneux; nous devons donc accorder à ces sels une attention toute particulière pour les bien connaître.

CHAPITRE PREMIER.

SULFATE D'ALUMINE $({}^{3}\dddot{S}\ \dddot{Al})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	70,07	3 . . .	1503,48
Alumine.	29,93	1 . . .	642,32
	100,00	poids at.	2145,80

Ce sel contient une quantité d'eau qui paraît être, d'après quelques analyses, de 0,4854 ou de 18 atomes pour 1 atome de sulfate.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en feuillets minces, qui s'appliquent ordinairement les uns contre les autres.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est très-soluble dans l'eau.

Cette solution a une réaction acide sur le tournesol.

Elle a la propriété de donner un précipité d'*alun* à base de potasse lorsqu'on la mêle avec une solution suffisamment concentrée de sulfate de cette base. Le précipité est soluble dans

un excès d'eau; de sorte qu'il ne se produirait pas si on mêlait des solutions étendues.

Elle donne un précipité d'*alun ammoniacal* lorsqu'on la mêle à une solution de sulfate d'ammoniaque.

Le sulfate d'alumine jouit de la propriété de former des sels doubles cristallisant en octaèdres, non-seulement avec le sulfate de potasse et celui d'ammoniaque, mais encore avec ceux de soude, de lithine, de magnésie et de protoxide de fer. Ce résultat est une conséquence de la *loi de l'isomorphisme*, découverte par M. Mitscherlich, que, *si dans un sel à base d'oxide un principe immédiat peut être remplacé par un autre composé du même nombre d'atomes, la forme du nouveau sel sera celle de l'ancien*. Ainsi la potasse, la soude, la lithine, la magnésie, le protoxide de fer, contenant 2 atomes d'oxigène pour 1 atome de métal, en se combinant à 2 atomes d'acide sulfurique, forment des sels qui ont la même forme, et qui produisent des octaèdres en s'unissant au sulfate d'alumine; d'un autre côté, les sulfates neutres à base de peroxide de fer, de deutoxide de manganèse, de protoxide de chrôme, qui contiennent 3 atomes d'oxigène, comme l'alumine, for-

ment avec les sulfates neutres précédens à bases de 2 atomes d'oxigène des cristaux octaédriques.

Enfin, on voit encore que l'ammoniaque est isomorphe avec les oxides à 2 atomes que nous avons nommés.

L'ammoniaque décompose en totalité la solution du sulfate d'alumine; elle en précipite la base à l'état de gelée.

Au feu, le sulfate cristallisé donne de l'eau, de l'acide sulfurique, des gaz sulfureux et oxigène, et de l'alumine pure.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur astringente et sucrée.

V. ÉTAT NATUREL.

On l'a trouvé dans les schistes noirs de transition des Andes de Colombie, où il est mélangé d'argile et d'oxide de fer.

VI. PRÉPARATION.

On peut le préparer en saturant l'acide sulfurique hydraté étendu de deux fois son poids d'eau d'alumine en gelée à la température de 100° environ. Lorsque la saturation est opérée, on filtre, on fait concentrer fortement, et par le refroidissement le sulfate cristallise.

CHAPITRE II.

TRI-SOUS-SULFATE D'ALUMINE ($\dddot{S}\,\dddot{Al}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.
Acide sulfurique	43,83	1 . . . 501,16
Alumine.	56,17	1 . . . 642,32
	100,00	poids at. 1143,48
Acide sulfurique	33,84	1 . . . 501,16
Alumine.	43,37	1 . . . 642,32
Eau	22,79	3 . . . 337,44
	100,00	poids at. 1480,92

M. Stromeyer, qui a analysé plusieurs tri-sous-sulfates d'alumine natifs, y admet 6 atomes d'eau, au lieu de 3 atomes admis par M. Berzelius.

II. NOMENCLATURE.

L'*aluminite* des minéralogistes est ce sel natif.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est pulvérulent, blanc.

Il ne se dissout pas dans l'eau.

Il a la propriété de se combiner au sulfate d'ammoniaque, ainsi qu'au sulfate de potasse,

et de former des sels doubles insolubles dans l'eau.

CHAPITRE III.

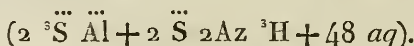
QUADRO-SOUS-SULFATE D'ALUMINE ($^{3}\dddot{S}\,^{4}\dddot{Al}$).

Il paraît qu'il existe un quadro-sous-sulfate d'alumine, c'est-à-dire un sulfate qui contient quatre fois plus de base que le sulfate neutre.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique. .	36,91	3 . .	1503,48
Alumine.	63,09	4 . .	2569,28
	100,00	poids at.	4072,76

CHAPITRE IV.

SULFATE D'ALUMINE ET D'AMMONIAQUE


$(2\,^{3}\dddot{S}\,\dddot{Al} + 2\,\dddot{S}\,2Az\,^{3}H + 48\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Sulfate d'alumine. . .	38,60	2 . .	4291,60
Sulfate d'ammoniaque	12,16	2 . .	1431,24
Eau	48,54	48 . .	5399,04
	100,00	poids at.	11121,88

II. NOMENCLATURE.

Alun à base d'ammoniaque.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en octaèdres transparens, incolores.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans l'eau, mais moins que les sulfates simples qui le constituent.

Quand on le chauffe avec la potasse, l'ammoniaque se dégage : c'est donc un moyen de reconnaître l'alun à base d'ammoniaque.

Exposé à la chaleur, il perd de l'eau, le sulfate d'ammoniaque se dégage à l'état d'ammoniaque et de sur-sulfate, et à une température plus élevée l'acide sulfurique se sépare de l'alumine, en partie réduit à l'état d'acide sulfureux et d'oxigène.

V. USAGES.

Il est employé en teinture aux mêmes usages que l'alun à base de potasse.

CHAPITRE V.

TRI-SOUS-SULFATE D'ALUMINE ET D'AMMONIAQUE ($3\,\dddot{S}\,\dddot{Al} + \dddot{S}\,2Az\,{}^{3}H + 9\,aq$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Tri-sous-sulfate d'alum.	66,50	3 . . .	3430,44
Sulfate d'ammoniaque.	13,87	1 . . .	715,62
Eau.	19,63	9 . . .	1012,32
	100,00	poids at.	5158,38

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en poudre blanche insoluble.

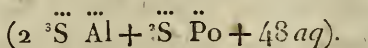
Chauffé, il donne de l'eau, du sur-sulfate d'ammoniaque, de l'acide sulfurique, des gaz acide sulfureux et oxigène, et un résidu d'alumine.

III. PRÉPARATION.

Il suffit de verser peu à peu assez d'ammoniaque dans une solution bouillante d'alun à base d'ammoniaque, pour saturer tout l'acide sulfurique; le précipité qu'on a jeté sur un filtre est le sel double insoluble.

CHAPITRE VI.

SULFATE D'ALUMINE ET DE POTASSE



$(2\ {}^{3}\dddot{S}\ \dddot{Al} + {}^{2}\dddot{S}\ \ddot{Po} + 48\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Sulfate d'alumine	36,15	2 . . .	4291,60
Sulfate de potasse	18,39	1	2182,15
Eau.	45,46	48 . . .	5399,04
	100,00	poids at.	11872,79

II. NOMENCLATURE.

Alun à base de potasse.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

L'alun à base de potasse cristallise le plus souvent en octaèdres plus ou moins volumineux, et si facilement, que les personnes qui se sont occupées le plus de cristallotechnie, ou de l'*art de faire cristalliser les corps,* l'ont pris pour un des sujets de leurs expériences.

Il y a des circonstances où l'alun à base de potasse affecte la forme cubique, ou celle d'un cubo-octaèdre, c'est-à-dire d'un cube dont cha-

que angle solide est remplacé par une facette triangulaire.

Plusieurs chimistes ont attribué ces dernières formes, et surtout la première, à ce que l'alun s'était trouvé dans sa dissolution avant de cristalliser en présence d'une proportion d'acide sulfurique moindre que celle qui constitue l'alun octaèdre, soit qu'il y eût un excès d'alumine, soit qu'il y eût un excès de potasse. Quoi qu'il en soit, je ne sache pas qu'on ait publié des expériences assez précises pour qu'on puisse adopter définitivement cette opinion.

La densité de l'alun est de 1,7109, suivant Hassenfratz.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

L'alun est légèrement efflorescent quand l'air est sec et chaud.

100 parties d'eau à 19° en dissolvent 9,01 d'alun, et 100 parties d'eau bouillante 75 parties.

D'après cela, vous devez penser qu'en saturant de l'eau bouillante d'alun, elle devra déposer beaucoup de sel en refroidissant.

La potasse et la soude précipitent l'alumine de l'alun; un excès d'alcali redissout le précipité.

L'ammoniaque l'en précipite, mais un excès ne redissout qu'une quantité très-faible d'alumine.

Si ces trois alcalis ne sont employés que dans une proportion insuffisante pour neutraliser l'acide sulfurique, le précipité est un tri-sous-sulfate d'alumine et de potasse.

Les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque précipitent de l'alumine en gelée, parce que l'acide carbonique ne s'unit pas à cette base. D'un autre côté, un excès de sous-carbonate ne redissout pas le précipité.

L'eau de chaux décompose l'alun; l'alumine se précipite, et il se forme du sulfate de chaux.

Le carbonate de chaux le décompose pareillement.

Le sulfate de chaux ne peut évidemment exercer aucune action sur lui; conséquemment, si les eaux dures décomposent l'alun, elles doivent cette propriété, non au sulfate de chaux, mais à du carbonate calcaire qu'elles contiennent.

L'alun; exposé à la chaleur, se fond dans son eau de cristallisation, puis, en la perdant, il se boursouffle beaucoup. Il est très-difficile de pouvoir chasser les dernières portions d'eau

sans chasser en même temps de l'acide sulfurique. C'est ce qui explique pourquoi, lorsqu'on redissout l'alun qui a été déshydraté par la chaleur, il laisse déposer une poudre blanche qui est probablement du *tri-sous-sulfate d'alumine et de potasse*. En élevant la température de l'alun déshydraté, on obtient de l'acide sulfurique anhydre, des gaz acide sulfureux et oxigène dans le rapport de 2 à 1, et un résidu de sulfate de potasse mêlé d'alumine.

C'est en chauffant de l'eau avec une matière organique réduite en charbon que l'on prépare le *pyrophore de Homberg*. On fait fondre dans une capsule de fer ou de platine 3 parties d'alun et 1 partie de sucre, de miel ou de farine. Quand le mélange est bien sec, on en remplit une fiole aux trois quarts, on la place dans un creuset au milieu du sable, et on la chauffe graduellement jusqu'à ce qu'il en sorte une flamme bleue; on laisse refroidir le vase après l'avoir fermé, puis on verse le pyrophore dans un flacon à l'émeri desséché.

Le pyrophore est formé de sulfure de potassium, d'alumine et de charbon très-divisé. Dès qu'il a le contact de l'air, surtout lorsque ce dernier est humide, il s'embrase.

Le sulfate de potasse contenu dans l'alun est certainement la matière essentielle qui produit le pyrophore par sa réaction sur le charbon, car ni l'alun à base d'ammoniaque, ni le sulfate d'alumine n'en donnent, et en outre le sulfate de potasse pur en produit, suivant les observations de Schéèle. Descotils, et surtout M. Gay-Lussac ensuite, ont remarqué que ce dernier pyrophore est bien plus combustible que celui préparé avec l'alun.

Il est probable que la grande combustibilité du pyrophore tient à l'extrême division du sulfure de potassium et du charbon qui le constituent, et à ce que ces matières, en agissant sur l'oxigène humide, produisent assez de chaleur pour que l'ignition ait lieu. Schéèle a vu en outre que le pyrophore ne brûle pas dans de l'air parfaitement sec, et qu'il ne s'échauffe pas dans du gaz azote humide. Il faut donc à la fois du gaz oxigène et de la vapeur d'eau.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur astringente et sucrée.

Il n'est pas, à proprement parler, délétère, mais on ne pourrait en prendre à l'intérieur

une certaine quantité sans de graves inconvéniens, à cause de l'action *tannante* qu'il exerce sur les tissus.

VI. USAGES.

L'alun est, comme nous l'avons dit, un des sels les plus précieux pour le teinturier. Nous reviendrons sur son emploi dans la seconde partie du cours.

C'est avec lui qu'on fabrique l'acétate d'alumine.

C'est par son intermède qu'on prépare un grand nombre de laques employées surtout pour les papiers peints.

Il agit comme *astringent* ou *matière tannante* avec le chlorure de sodium dans la préparation des peaux blanches.

Les fabricans de chandelles l'emploient, disent-ils, pour blanchir le suif, et lui donner plus de dureté.

Il sert avec la gélatine à coller le papier.

En médecine, l'alun en cristaux ou en dissolution est prescrit à l'intérieur comme antiseptique et astringent; et celui qui a été déshydraté est appliqué sur les brûlures et les vieux ulcères.

VII. HISTOIRE.

Les anciens employaient l'alun en teinture.

Jusqu'au quinzième siècle, l'Europe le tirait de l'Asie; depuis cette époque, il a été fabriqué en Espagne, en Allemagne, en Italie et en France.

CHAPITRE VII.

TRI-SOUS-SULFATE D'ALUMINE ET DE POTASSE ($6\dddot{S}\,\dddot{Al} + {}^{2}\dddot{S}\,\ddot{Po} + 18\,aq$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Tri-sous-sulfate d'alum.	61,99	6 . . .	6860,88
Sulfate de potasse . . .	19,72	1	2182,15
Eau.	18,29	18 . . .	2024,64
	100,00	poids at.	11067,67

II. NOMENCLATURE.

Alun saturé de sa terre, alun aluminé.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est blanc, et soluble dans l'eau.

Il est insipide.

Il ne peut être déshydraté par la chaleur sans qu'une portion d'acide s'en sépare.

IV. PRÉPARATION ET HISTOIRE.

M. Vauquelin l'a préparé en tenant de l'alumine pure très-divisée dans une solution d'alun bouillante.

MM. Thénard et Roard, en répétant cette expérience, disent n'avoir obtenu qu'un alun contenant un peu plus de base que l'alun ordinaire, et du sulfate de potasse ; l'alumine en excès était indissoute et à l'état de pureté.

M. Anatole Riffault a préparé ce sel en ajoutant à une solution bouillante d'alun à base de potasse assez de cet alcali pour que l'acide sensible au tournesol fût presque entièrement neutralisé, recueillant le précipité dans une cloche, et le lavant à grande eau jusqu'à ce que les lavages ne précipitassent plus le chlorure de barium, jetant le précipité dans une capsule, et le faisant sécher au-dessous de 100°.

CHAPITRE VIII.

Il paraît qu'il existe dans la nature deux espèces d'alun insoluble, à base de potasse :

1° L'un se trouve en *roche* à Montione. Il est formé, suivant Descotils, de

	en poids.	en atomes.	
Quadrosousulf. d'alum.	63,80	4 . .	16291,04
Sulfate de potasse. . .	25,63	3 . . .	6546,45
Eau	10,57	24 . . .	2699,52
	100,00	poids at.	25537,01

2° L'autre se trouve en *roche* à la Tolfa. Il est formé, suivant M. Anatole Riffault, de

	en poids.	en atomes.	
Quadrosousulf. d'alum.	76,38	6 . .	24436,56
Sulfate de potasse . . .	20,46	3 . . .	6546,45
Eau.	3,16	9 . . .	1012,32
	100,00	poids at.	31995,33

APPENDICE

A L'HISTOIRE DES ALUNS.

PRÉPARATION.

Il y a des minéraux qui contiennent tous les principes immédiats de l'alun; en leur appliquant l'expression de *mines d'alun tout formé*, nous les distinguerons *des mines qui ne contiennent que quelques-uns des principes de ce sel*.

1. MINES D'ALUN TOUT FORMÉ.

Nous avons vu que l'on trouve à la Tolfa, à Montione, et j'ajouterai dans beaucoup d'autres terrains volcaniques, des minéraux qu'on peut se représenter par 4 ou 6 atomes de quadrosous-sulfate d'alumine + 3 atomes de sulfate de potasse + de l'eau. Ils contiennent en outre, presque toujours, à l'état de mélange, de la silice et du peroxide de fer.

Ils sont insolubles dans l'eau froide ou bouillante; mais lorsqu'on les a chauffés convenablement, ils ont éprouvé un changement tel, que si on les expose à l'air pendant deux mois, avec la précaution de les tenir toujours mouil-

lés, ils perdent peu à peu leur agrégation, ils se délitent et se réduisent en une pâte qui contient du sulfate d'alumine et de potasse; si dans cet état on en sature de l'eau à 50°, et si on conduit la lessive dans des caisses pour qu'elle y cristallise, on obtient un excellent alun. L'eau-mère fournit des cubes de ce sel plus ou moins volumineux.

Tel est le procédé qu'on applique à la mine de la Tolfa pour préparer l'*alun de Rome.*

La poudre d'un blanc rosé qui le recouvre est de l'alun aluminé coloré par du peroxide de fer.

2. MINES QUI NE CONTIENNENT PAS TOUS LES PRINCIPES DE L'ALUN.

1. *Schiste alumineux et pyriteux.*

Il existe des schistes, qui contiennent de l'alumine, de la potasse et du sulfure de fer efflorescent, que l'on emploie à fabriquer de l'alun. La potasse peut y être en quantité inférieure à celle qui est nécessaire pour convertir en alun tout le sulfate d'alumine que ces minéraux sont susceptibles de fournir.

On peut exploiter ces schistes de la manière suivante :

Après les avoir extraits du sein de la terre,

on en fait des tas de 10 à 12 pieds de hauteur, qu'on a soin d'arroser dans les temps secs, afin de faciliter l'efflorescence du sulfure. Le principal produit est du sulfate de protoxide de fer mêlé de très-peu d'alun.

Au bout de deux, de trois, de quatre, et même de cinq ans, on grille le minerai effleuri ; on fait un double lit de fagots, de 60 pieds de longueur sur 6 de largeur, on le recouvre d'une couche de 2 pieds de minerai ; on a laissé un espace libre de 2 pieds dans le milieu du lit de fagots, afin de pouvoir y mettre le feu. Quand ils sont embrasés, on fait une seconde couche de fagots et de minerai ; on y met le feu ; on en fait une troisième, etc. Les couches vont toujours en diminuant d'étendue superficielle. L'objet du grillage est de transporter l'acide sulfurique du sulfate de protoxide de fer sur l'alumine, et ce transport a lieu parce que l'affinité de l'oxide de fer pour l'acide sulfurique est si affaiblie par sa suroxidation qu'elle cède à celle de l'alumine. Il se forme aussi du sulfate de potasse aux dépens de l'alcali des cendres du combustible.

Le minerai étant grillé, on le lessive. L'eau dissout l'alun et une portion du sulfate de

protoxide de fer qui a résisté au grillage. Si le minerai ne contenait pas assez de potasse pour convertir le sulfate d'alumine produit en alun, la lessive contiendrait en outre du sulfate d'alumine.

On fait concentrer la liqueur dans des chaudières de plomb; on la tire dans un *refroidissoir* afin qu'elle y dépose le peroxide de fer qui est produit pendant l'évaporation; au bout de deux heures environ on la laisse écouler dans des cristallisoirs. L'alun ainsi préparé contient beaucoup de sulfate de fer; on le purifie en le lavant et le faisant redissoudre dans une très-petite quantité d'eau chaude, où il cristallise par le refroidissement.

Lorsque la lessive contient du sulfate d'alumine en excès à la composition de l'alun, il faut, après l'avoir concentrée, y ajouter du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque, ou encore, des urines pourries, dans lesquelles il y a du sous-carbonate d'ammoniaque.

2. *Tourbe pyriteuse de l'Oise, de la Somme, etc.*

Il y a en Picardie un minerai noir qui semble être formé 1° *d'une matière organique azotée abondante en carbone et en hydrogène;* 2° *de*

persulfure de fer efflorescent; et 3° *d'argile.*

On fait de petits tas de cette mine afin de la faire effleurir à l'air, on les retourne tous les trois mois, et on les arrose de temps en temps. Par ce moyen, on favorise l'efflorescence, et on s'oppose à la combustion vive de la matière qui décomposerait le sulfate de fer qui se serait formé ou qui s'opposerait à sa formation : par là on évite de perdre un sel qu'on peut obtenir sans nuire à la production du sulfate d'alumine.

On lave la mine effleurie avec de l'eau.

Lorsque les lessives marquent 26° à l'aréomètre de Baumé, on les fait évaporer dans des chaudières de plomb, où l'on met du fer dans le double but de prévenir la suroxidation du protoxide de ce métal qui est dissous, et de ramener au minimum celui qui s'est suroxidé.

La liqueur concentrée suffisamment est amenée dans un cristallisoir doublé en plomb. Le sulfate de fer cristallise; celui d'alumine reste dans l'eau-mère, qui marque en général 34°.

On change ce sulfate d'alumine en alun en y ajoutant du sursulfate de potasse en poudre, s'il est pur; s'il est impur, on l'y ajoute après en avoir fait une dissolution marquant 21°; dans ce cas, on fait concentrer les deux liqueurs

réunies à 34° de l'aréomètre : par le refroidissement, l'alun cristallise.

On le fait égoutter, on le redissout dans l'eau; la liqueur concentrée à 34° produit de gros cristaux lorsqu'elle se refroidit; ceux-ci sont lavés à l'eau froide, puis redissous dans une très-petite quantité d'eau bouillante. La solution, coulée dans un moule en bois tapissé de plomb ayant la forme d'un cône tronqué, donne par le refroidissement un bloc d'alun dans lequel il y a deux cavités. La supérieure, appelée la *fontaine*, présente de *longues chandelles d'alun* et une eau mère qui contient un mélange d'alun et de sulfate de protoxide de fer.

Le bloc est scié; les *chandelles* en sont séparées pour être redissoutes, parce que le commerce n'en veut pas.

3. ALUN FABRIQUÉ DE TOUTES PIÈCES.

1. Lorsqu'on prépare l'eau forte en décomposant le nitrate de potasse par l'argile (TOM. I[er], *leçon* 5, *pag.* 42), on obtient un résidu formé de potasse, d'alumine, de peroxide de fer et de silice, appelé *ciment des eaux fortiers*, qu'il suffit de réduire en petits morceaux, d'arroser avec de l'acide sulfurique très-faible, et de lais-

ser effleurir à l'air, pour qu'ensuite, en le lessivant, et faisant concentrer la lessive, on obtienne de bel alun.

Le *ciment des eaux fortiers* est d'autant plus propre à la préparation de l'alun, que le fer y est à l'état de peroxide, lequel est difficile à dissoudre dans l'acide sulfurique.

2. On peut encore, en traitant dans des chaudières de plomb, par l'acide sulfurique faible et chaud, des argiles qui ont été préalablement grillées pour en suroxider le fer, lessivant la matière insoluble, et ajoutant du sulfate de potasse ou d'ammoniaque à la lessive, obtenir de l'alun.

DES ALUNS DU COMMERCE,

CONSIDÉRÉS RELATIVEMENT A L'ART DE LA TEINTURE.

L'*alun de Rome*, que l'on fabrique à la Tolfa et à la Solfatare, a été de tout temps considéré par les teinturiers comme le meilleur qu'on puisse employer, car en en faisant usage lorsqu'il s'agit de teintures délicates, telles que des jaunes de

gaude sur coton ou sur soie, des cramoisis à la cochenille sur soie, on est certain de réussir, tandis qu'on ne l'est pas toujours en faisant usage de tel autre alun du commerce. Quelle est la raison de ce résultat? C'est une question qui n'est pas résolue, et je me vois encore ici obligé de renvoyer les expériences que j'ai entreprises pour la traiter, à la seconde partie du cours. Quoi qu'il en soit, je vais présenter l'état de la science sur ce point important.

L'opinion la plus ancienne est que l'alun de Rome doit sa supériorité à sa pureté, c'est-à-dire à ce qu'il est absolument exempt de sulfate de fer, ou qu'il n'en contient qu'une extrême petite quantité. Cette opinion a été celle de Fougeroux de Bondaroix, de Macquer, de Bergmann, de Chaptal, de Berthollet, de Vauquelin, de Séguin, de Désormes, de Clément, etc., etc. Mais avant 1806, époque où MM. Thénard et Roard présentèrent une belle suite d'échantillons de laine, de soie et de ligneux teints comparativement avec de l'alun de Rome, de l'alun de Liége, de l'alun français et de l'alun purifié, l'opinion dont nous parlons ne reposait sur aucune expérience instituée dans la vue de la démontrer. Ce qui l'avait rendue très-

probable à Vauquelin, à Séguin, c'est qu'il résultait des analyses qu'ils avaient faites des différens aluns du commerce, que tous avaient la même composition, sauf que les uns, comme l'alun de Rome, étaient dépourvus de sulfate de fer, ou n'en contenaient qu'une trace, tandis que les autres en contenaient une quantité sensible, mais qui ne dépassait pas $\frac{1}{700}$ de leur poids, suivant Séguin.

Avant d'exposer une seconde opinion il est bon de revenir sur ce que nous avons dit (pages 9 et 10 de cette leçon), au sujet de la forme cubique ou cubo-octaèdre que prend l'alun dans plusieurs circonstances.

Sieffert, en 1775, paraît le premier auteur qui ait traité *ex professo* de l'alun cubique; mais ce produit était déjà connu. Sieffert le prépara en mêlant 12 parties d'alun, 1 partie de chaux éteinte à l'air; faisant dissoudre ce mélange dans l'eau bouillante, et faisant évaporer lentement la liqueur.

Leblanc, et après lui Vauquelin et Berthollet, ont attribué cette forme à une moindre proportion d'acide, ou à une plus forte proportion de base que celle qui constitue l'alun octaèdre; et Leblanc, en donnant un moyen de préparer

l'alun cubique, dit que la solution de ce sel, soumise à *une trop forte chaleur* ou aux *chocs de l'ébullition,* se sépare de son excès d'alumine, et ne fournit plus que de l'alun octaèdre.

Peu de temps après que Vauquelin eut publié les analyses qui établissaient l'identité de composition de l'alun de Rome et des autres aluns, Hassenfratz fit l'observation que le premier *cristallisant en cube,* il était probable, d'après les expériences de Leblanc, que *la supériorité de cet alun sur les autres tenait à un excès de base,* et que Vauquelin pouvait avoir été trompé sur l'origine de la matière qu'il avait examinée sous le nom d'alun de Rome.

M. Darcet, non-seulement a adopté cette opinion, mais il a encore fabriqué en France de grande quantités d'alun cubique ou cubo-octaèdre, qu'il regarde comme identique à celui de Rome, parce que, suivant lui, ce dernier, dissous dans l'eau froide, donne une liqueur qui, évaporée spontanément, fournit d'abord des octaèdres, et ensuite des cubes. M. Darcet, en confirmant l'observation de Leblanc sur la décomposition que la solution de l'alun cubique éprouve par une élévation de température qu'il fixe à 50° environ, mais qui me paraît être

celle nécessaire pour porter cette solution à l'ébullition, explique par là comment les chimistes qui ont trouvé l'alun de Rome identique à l'alun octaèdre, peuvent avoir été trompés. En effet, qu'ils aient filtré une solution d'alun de Rome faite à une température suffisante pour la décomposer, et ils n'auront plus trouvé dans la liqueur que les proportions d'acide sulfurique, de potasse et d'alumine, qui constituent l'alun octaèdre.

Enfin, M. Darcet pense qu'on peut remplacer avec avantage l'alun de Rome, non plus comme l'ont dit MM. Vauquelin, Séguin, Désormes, Clément, Thénard et Roard, par de l'alun octaèdre privé de fer, mais par la solution d'alun octaèdre opérée de 30 à 40°, à laquelle on a ajouté, pour 1 p. d'alun, 0,03 de sous-carbonate de soude sec : cette solution est employée depuis long-temps par les teinturiers sur ligneux et sur soie.

Enfin, il est une troisième opinion qui, quoique invraisemblable, doit être rapportée : c'est celle de Curaudau. Il reconnaissait la supériorité de qualité de l'alun de Rome en teinture, d'après sa propre expérience; mais suivant lui elle ne dépendait pas d'un excès de base, par la rai-

son, disait-il, que de ce même alun dissous dans de l'eau acidulée d'acide sulfurique, lui avait donné des cristaux doués de toutes les propriétés du meilleur alun de Rome; il pensait que l'alumine, base de ce dernier, provenant d'un terrain volcanique, avait été modifiée d'une manière toute particulière par la chaleur extrême qu'elle avait supportée, et que c'était cette modification qui la rendait si propre à fixer les principes colorans.

Je vais traiter maintenant

A. De la manière de distinguer l'alun de Rome des autres aluns, en supposant avec Hassenfratz et M. Darcet, qu'il est identique avec l'alun cubique : je dis *en supposant*, parce que malheureusement je ne saurais affirmer que cette identité existe, n'ayant jamais eu à ma disposition de l'alun de Rome sur l'origine duquel je pusse compter;

B. De la manière de priver l'alun octaèdre du sulfate de fer qu'il peut contenir;

C. De la manière de distinguer l'alun octaèdre pur de celui qui contient du sulfate de fer.

A. On a pu distinguer long-temps l'alun de Rome des autres aluns par la couleur rosée de

la poudre qui le recouvre; mais aujourd'hui ce serait une erreur de croire que tous ceux qui ont cette teinte viennent de Rome, car plusieurs fabricans français livrent au commerce des aluns qui en ont l'aspect parce qu'ils les ont colorés avec une poussière formée de peroxide de fer et d'alun, ou de peroxide de fer et d'alun aluminé. Il faut donc d'autres caractères que celui qui est tiré de la couleur; il est évident, d'après ce qui précède, que l'on pourra recourir aux deux suivans, toujours en adoptant la manière de voir de Hassenfratz et de M. Darcet.

1° *A la forme.* Tout alun cubique ou cubo-octaèdre pourra être considéré comme alun de Rome : dans le cas où l'alun serait en morceaux amorphes, on les ferait dissoudre à 40° dans l'eau, puis on exposerait la solution à l'évaporation spontanée, pour voir si elle donnerait des cubes, sinon au commencement, du moins à la fin de l'opération;

2° *A la décomposition que la solution faite à 40° environ, éprouverait par une ébullition de quelques instans.* Alors elle se troublerait en laissant précipiter de l'alun aluminé, et la liqueur filtrée donnerait des cristaux octaèdres.

B. Pour purifier l'alun il suffit de le dissoudre

dans 1 fois et demie son poids d'eau; par le refroidissement on obtient de l'alun pur.

M. Seguin a vu 1° qu'en prenant 200 parties d'eau, et y faisant dissoudre à chaud 100 p. d'alun impur, on obtient 72 p. d'alun pur, cristallisé par le refroidissement;

2° Qu'en faisant dissoudre 66 p. d'alun impur dans les eaux-mères précédentes, on obtient 60 p. d'alun pur;

3° Qu'en faisant dissoudre 70 p. d'alun impur dans les eaux-mères précédentes, on obtient 70 p. d'alun pur;

4° Qu'en faisant dissoudre 70 p. d'alun impur dans les eaux-mères précédentes, on obtient 66 p. d'alun pur;

5° Qu'en faisant dissoudre 70 p. d'alun impur dans les eaux-mères précédentes, on obtient 62 p. d'alun pur;

6° Qu'en faisant dissoudre 70 p. d'alun dans les eaux-mères précédentes, on obtient 68 p. d'alun qui retient du fer.

Cette purification est fondée sur la force de cristallisation de l'alun d'une part, et d'une autre part sur la faible proportion du sulfate de fer contenue dans l'alun et sa grande solubilité dans l'eau.

C. La présence d'une petite quantité de sulfate de fer dans les aluns octaèdres, a une si grande influence dans plusieurs opérations de teinture sur soie et sur ligneux, qu'il est nécessaire que le teinturier sache reconnaître la pureté de ses aluns avant de les employer. Heureusement que rien n'est plus facile.

Après s'être procuré de l'alun parfaitement pur par le procédé précédent, on le dissout dans une quantité suffisante d'eau, et on prépare avec les aluns qu'on veut essayer, autant de dissolutions semblables à la première, quant à la proportion de l'eau ; puis on prend des volumes égaux de chacune d'elles, et on y verse quelques gouttes d'hydrocyanoferrate de potasse ; l'alun pur ne change pas, du moins dans la première heure du mélange, tandis que les aluns qui contiennent du sulfate de fer prennent une couleur bleue parce qu'il se forme du bleu de Prusse.

En répétant la même épreuve avec l'infusion de noix de galle, on observe que l'alun pur ne se colore pas, tandis que ceux qui contiennent du fer deviennent bleuâtres ou verdâtres.

Enfin, un très-bon moyen, indiqué par MM. Thénard et Roard, consiste à aluner quel-

ques décigrammes de soie dans les solutions précédentes, en les y laissant plongés 4 heures environ, et à les teindre ensuite dans une infusion de gaude. La soie alunée avec l'alun pur se colore en jaune franc, tandis que celle qui l'a été avec de l'alun impur prend un jaune plus ou moins olivâtre.

MM. Thénard et Roard ont estimé

Que l'alun de Liége, qui, à l'époque où ils ont travaillé, était le moins estimé dans le commerce, contenait $\frac{1}{1000}$ de sulfate de protoxide de fer;

Et que l'alun de Rome n'en contenait pas tout-à-fait $\frac{1}{2000}$.

CHAPITRE IX.

OXALATE D'ALUMINE OU CARBONITE D'ALUMINE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique.	67,91	3 . . :	1359,18
Alumine	32,09	1	642,32
	100,00	poids at.	2001,50

II. PROPRIÉTÉS.

L'acide oxalique dissout l'alumine en gelée; la solution est incristallisable, et le résidu de son évaporation est déliquescent.

CHAPITRE X.

TARTRATE D'ALUMINE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide tartrique.	79,64	3	2511,96
Alumine	20,36	1	642,32
	100,00	poids at.	3154,28

II. PROPRIÉTÉS.

Il est soluble dans l'eau et incristallisable.

MM. Thénard et Roard le regardent comme très-propre à fixer les matières colorantes sur la laine.

CHAPITRE XI.

ACÉTATE D'ALUMINE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique. .	75,04	3 . . .	1930,68
Alumine.	24,96	1 . . .	642,32
	100,00	poids at.	2573,00.

II. PROPRIÉTÉS.

On ne l'a guère étudié qu'en dissolution dans l'eau, et dans ce cas il se décompose avec une grande facilité, lorsqu'on fait concentrer sa solution; alors une portion d'acide acétique s'évapore, et l'autre se précipite avec l'alumine à l'état de sous-acétate insoluble.

M. Gay-Lussac a remarqué qu'une dissolution d'acétate d'alumine, convenablement saturée, qui contient du sulfate de potasse ou de l'alun, du sulfate de soude, du sulfate de magnésie, du sulfate d'ammoniaque, du chlorure de sodium, du nitrate de potasse, se trouble par la chaleur en se réduisant en acide et en sous-acétate; et il a vu en outre que par le re-

3.

froidissement, en supposant toutefois qu'il ne se soit pas dégagé d'acide, le précipité est redissous.

Le sous-acétate d'alumine, bouilli dans l'eau, laisse un résidu d'alumine pure.

III. PRÉPARATION.

L'acide acétique dissout assez bien l'alumine en gelée à une température de 40° à 50°; mais ce moyen de préparer l'acétate d'alumine est peu économique.

On peut se le procurer plus aisément par voie de double décomposition :

1° En décomposant l'acétate de baryte par le sulfate d'alumine ; il y a échange de base, le sulfate de baryte se produit en vertu de la force de solidité, et l'acétate d'alumine reste dans la liqueur ;

2° En décomposant le sulfate d'alumine par l'acétate de plomb, mais la décomposition se fait moins complètement que dans le cas précédent;

3° En décomposant le sulfate d'alumine par l'acétate de chaux. La décomposition est encore moins complète que dans le second cas, parce que le sulfate de chaux est plus soluble que le sulfate de plomb.

IV. USAGES.

L'acétate d'alumine est un mordant extrêmement précieux pour l'impression des toiles peintes; mais celui qui sert à cet usage ne peut être considéré comme de l'acétate pur, par ces raisons,

1° Qu'on le prépare avec de l'alun et de l'acétate de plomb, et qu'il se forme avec l'acétate d'alumine de l'acétate de potasse ou d'ammoniaque qui reste en dissolution;

2° Que la quantité d'acétate de plomb employée est plus faible que celle nécessaire pour décomposer complètement l'alun; de sorte que le mordant contient une quantité notable de ce dernier sel, outre de l'acétate de potasse ou d'ammoniaque.

SELS DE ZINC.

CHAPITRE PREMIER.

SULFATE DE ZINC ($^2\dddot{S}\,\ddot{Z}n$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulf. .	31,99	2 . . .	1002,32
Protox. zinc.	32,12	1 . . .	1006,45
Eau.	35,89	10 . . .	1124,80
	100,00	poids at.	3133,57

II. NOMENCLATURE.

Vitriol blanc, couperose blanche.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes à 4 pans terminés par des pyramides à 4 faces.

Il se fond dans son eau de cristallisation.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est efflorescent.

Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans

l'eau froide; il ne faut que 2 ½ parties de ce liquide à 15° pour le dissoudre.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur âcre styptique particulière. Il est vomitif.

VI. ÉTAT NATUREL.

On a trouvé de petites quantités de sulfate de zinc dans les mines de sulfure de ce métal.

VII. PRÉPARATION.

En grand, on le prépare en grillant le sulfure de zinc dans des fours à réverbère. Souvent il se produit en même temps des sulfates de protoxide de fer, de protoxide de plomb, et de deutoxide de cuivre, parce que le sulfure de zinc natif est presque toujours accompagné des sulfures de ces métaux.

En lessivant la matière calcinée, on obtient une solution que l'on fait concentrer, puis cristalliser. Si la lessive contient des sulfates de cuivre et de fer, on suroxide le fer en y faisant passer du chlore, puis on la fait bouillir, et quand le chlore en excès est chassé, on y ajoute de l'oxide de zinc, qui précipite tout l'oxide de fer et l'oxide de cuivre. On décante la li-

queur éclaircie, on la fait concentrer, puis cristalliser, ou bien on l'évapore à sec.

VIII. USAGES.

Le sulfate de zinc est prescrit dans plusieurs recettes de teinture. Il est employé dans la fabrication des toiles peintes pour faire des réserves.

CHAPITRE II.

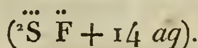
HYDROCHLORATE DE ZINC.

Nous renvoyons au chlorure de zinc (TOM. 1er, *leçon* 15, *pag.* 11).

SELS DE FER.

CHAPITRE PREMIER.

SULFATE DE PROTOXIDE DE FER



$({}^{2}\dddot{S}\ \ddot{F} + 14\ aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique	29,00	2 . . .	1002,32
Protoxide de fer	25,42	1 . . .	878,43
Eau	45,58	14 . . .	1574,72
	100,00	poids at.	3455,47

II. NOMENCLATURE.

Vitriol vert, sulfate de fer au minimum, sulfate de fer vert.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Sa forme primitive est un prisme rhomboïdal. Il est d'un vert pâle. Si sa couleur est plus foncée, il le doit à du sulfate de peroxide, ou à du bleu de Prusse, à du gallate de fer, ou même à du sulfate de cuivre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est légèrement efflorescent, et à la longue il se couvre de taches d'un jaune rougeâtre dues à une suroxidation.

Il se dissout dans deux parties d'eau à 15°, et 0,75 d'eau bouillante.

L'acide sulfurique concentré le précipite de sa solution, à l'état anhydre.

Le sulfate de protoxide de fer dissous dans l'eau, exposé à l'air, en attire l'oxigène avec plus de rapidité qu'il ne le fait à l'état solide; il passe au vert bouteille, et même au rougeâtre, et il se produit un dépôt jaune de sous-sulfate de peroxide de fer. Le sulfate de peroxide de fer soluble étant formé de

3 at. acide sulfurique = { 9 at. oxigène, 3 at. soufre;

1 at. peroxide de fer = { 3 at. oxigène, 1 at. fer;

il s'ensuit que la base du sulfate de protoxide de fer dissous dans l'eau ne peut se suroxider sans qu'il se forme un dépôt de sesous-sulfate : car 1 atome de protoxide contenant 2 atomes d'oxigène, et étant neutralisé par 2 atomes d'acide sulfurique, il prend pour se suroxider 1 atome d'oxigène; or il faut, pour qu'il continue à être

dissous à l'état de sel neutre, qu'il prenne 1 atome d'acide sulfurique, afin que l'oxigène de l'acide soit à celui de la base dans le rapport de 3 :: 1.

La solution de sulfate de fer qui a été exposée à l'air, et qui a laissé précipiter du sesous-sulfate de peroxide, étant filtrée et concentrée, donne des cristaux rhomboïdaux très-beaux qui sont formés de sulfate de protoxide + de sulfate de peroxide.

La même solution, exposée plus long-temps à l'air, bouillie et refroidie, toujours en contact avec l'air, et cela plusieurs fois alternativement, devient incristallisable, et présente un liquide d'un jaune rougeâtre qui tient en solution une combinaison analogue à la précédente, mais qui en diffère par une proportion plus forte de sulfate de peroxide.

Pour préserver, autant que possible, la solution de sulfate de protoxide de fer de la suroxidation, il faut la renfermer dans un flacon avec des barreaux de fer qui plongent dans toute la profondeur du liquide.

L'acide nitrique convertit le sulfate de protoxide de fer à chaud en sulfate de peroxide, et le peroxide en excès à la neutralisation de l'a-

cide sulfurique s'unit à de l'acide nitrique, si celui-ci est employé en excès.

Le chlore produit un effet analogue. La suroxidation se fait aux dépens d'une portion d'eau qui se décompose; il se forme en même temps de l'acide hydrochlorique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur sucrée et astringente, et une odeur atramentaire très-désagréable.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans la nature en efflorescences sur des pyrites blanches, qui ont été exposées à un air humide.

Il existe aussi en dissolution dans certaines eaux minérales.

VII. PRÉPARATION.

En traitant de la fabrication de l'alun, nous avons vu comment on le prépare avec la tourbe pyriteuse de Picardie.

On peut encore l'obtenir en dissolvant le fer dans l'acide sulfurique étendu d'eau (4e *leçon, pag.* 19).

Les fabricans de ce sel sont dans l'usage d'ajouter à la solution concentrée, prête à cristal-

liser, de l'hydrocyanoferrate de potasse, afin de former du bleu de Prusse qui donne aux cristaux de sulfate de fer une couleur foncée, que les consommateurs recherchent.

On produit encore le même effet par l'addition de la noix de galle, ou en laissant dans le sulfate de fer des eaux-mères qui contiennent du sulfate de peroxide.

VIII. USAGES.

Ce sel est très-employé dans les arts.

Distillé, il donne l'acide sulfurique fumant de Nordhausen, et un résidu de peroxide de fer qui entre dans la composition de plusieurs peintures.

Calciné, il laisse la même matière, qui est connue sous le nom de *colcothar*, de *rouge à polir*.

Il sert à précipiter l'or dans un grand état de division.

Il entre dans la composition de l'encre.

En teinture, il sert pour teindre en noir et en gris, surtout la laine. Il est encore employé pour monter des *cuves d'indigo à froid*.

CHAPITRE II.

SULFATE DE PEROXIDE DE FER ($3\dddot{S}\,\dddot{Fe}$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes	
Acide sulfurique.	60,58	3 . . .	1503,48
Peroxide de fer .	39,42	1 . . .	978,43
	100,00	poids at.	2481,91

II. NOMENCLATURE.

Sulfate de fer rouge ou au maximum.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en poudre d'un blanc jaunâtre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est déliquescent.

Sa solution concentrée est presque incolore, mais étendue elle est rouge. Dans ce dernier cas, si la proportion d'eau est suffisante, elle se réduit peu à peu en sous-sulfate de peroxide qui se précipite, et en sulfate plus acide qui reste en solution.

Cette solution concentrée ne s'altère pas.

Elle est ramenée au minimum :

1° Quand on la fait bouillir sur du fer métallique ;

2° Quand on l'agite avec du mercure : il se produit alors du sulfate de protoxide de mercure ;

3° Lorsqu'on la verse dans de l'acétate de protoxide de manganèse : celui-ci passe au rouge ;

4° Quand on y fait passer de l'acide hydrosulfurique : il se forme de l'eau et un dépôt de soufre.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur acide et astringente, sans odeur atramentaire bien sensible.

VI. ÉTAT.

Il existe en dissolution dans des eaux minérales.

VII. PRÉPARATION.

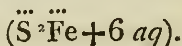
Je prépare ce sel de la manière suivante, pour en composer ensuite une liqueur normale propre à la dégradation du bleu de Prusse sur soie.

Je pèse 200 p. de sulfate de protoxide de fer hydraté bien sec, dans une capsule de platine ; j'y ajoute 300 p. d'eau, puis 35,52 p. d'acide sulfurique hydraté d'une densité de 1,845, et 50 p. d'acide nitrique à 32°. Je fais évaporer

doucement à siccité, et je tiens le résidu en couche mince sur le feu, en l'agitant continuellement pour dissiper tout l'acide nitrique en excès. Enfin je renferme la matière dans un flacon bien sec.

CHAPITRE III.

SESOUS-SULFATE DE PEROXIDE DE FER



$(\dddot{S}^{2}\dddot{Fe}+6\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique.	16,00	1 . . .	501,16
Peroxide de fer. .	62,46	2 . . .	1956,86
Eau.	21,54	6 . . .	674,88
	100,00	poids at.	3132,90

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en poudre jaune insoluble dans l'eau.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en ne versant dans une solution de sulfate de peroxide fer, que la moitié de la quantité d'ammoniaque nécessaire pour neutra-

liser l'acide de la solution. On filtre et on lave le précipité à l'eau légèrement chaude.

CHAPITRE IV.

DODÉCASOUS-SULFATE DE PEROXIDE DE FER $(\dddot{S}\,{}^{4}\dddot{F} + 12\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique .	8,69	1 . . .	501,16
Peroxide de fer. .	67,89	4 . . .	3913,72
Eau.	23,42	12 . . .	1349,76
	100,00	poids at.	5764,64

II. NOMENCLATURE.

Fer sulfaté résinite des minéralogistes.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est, comme le précédent, insoluble dans l'eau.

CHAPITRE V.

Le sulfate de protoxide de fer s'unit au sulfate de peroxide dans la proportion de

	atomes.
Sulfate de protoxide.	1.
Sulfate de peroxide.	2.

CHAPITRE VI.

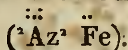
Un sulfate de peroxide de fer, formé de 2 atomes d'acide et de 1 atome de peroxide, s'unit, suivant M. Berzelius, à un sulfate de protoxide formé de 4 atomes d'acide sulfurique et de 3 atomes de protoxide.

Voici la composition de ce sel :

	atomes.
Sulfate de peroxide $(^{2}\dddot{S}\ \dddot{F})$.	6.
Sulfate de protoxide $(^{4}\dddot{S}\ ^{3}\ddot{F})$.	1.
Eau	72.

CHAPITRE VII.

NITRATE DE PROTOXIDE DE FER



I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique	60,65	2 . . .	1354,04
Protox. de fer	39,35	1 . . .	878,43
	100,00	poids at.	2232,47

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux, suivant Thomson.

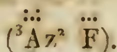
Il est très-soluble dans l'eau et se suroxide promptement par son exposition à l'air.

III. PRÉPARATION.

On le prépare en mettant du fer avec de l'acide nitrique de 1 à 2° dans des vases où l'air ne pénètre pas. Quand l'acide est saturé, on fait concentrer la liqueur dans le vide-sec.

CHAPITRE VIII.

NITRATE DE PEROXIDE DE FER



$(^{3}\dddot{A}z^{2}\ \dddot{F})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique.	67,49	3 . . .	2031,06
Peroxide de fer	32,51	1 . . .	978,43
	100,00	poids at.	3009,49

II. PROPRIÉTÉS.

Il est d'un jaune rouge. On ne le connaît qu'en dissolution dans l'eau. En le faisant évaporer, une portion d'acide s'en dégage, et il se produit un sous-nitrate insoluble.

On dit que 1 atome de nitrate de protoxide de fer, en s'unissant à 2 atomes de nitrate de peroxide de fer, forment un sel double cristallisable.

III. PRÉPARATION.

On met de l'acide nitrique de 15 à 20° sur du fer, en quantité plus que suffisante pour le dissoudre. On filtre, et on fait concentrer doucement la liqueur pour chasser l'excès d'acide.

CHAPITRE IX.

OXALATE DE PROTOXIDE DE FER ou CARBONITE DE PROTOXIDE DE FER.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	50,78	2	906,12
Protoxide de fer	49,22	1	878,43
	100,00	poids at.	1784,55

II. PROPRIÉTÉS.

L'acide oxalique dissout le fer avec effervescence.

La solution concentrée donne des prismes verts très-solubles.

CHAPITRE X.

OXALATE DE PEROXIDE DE FER, CARBONITE DE PEROXIDE DE FER.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	58,14	3	1359,18
Peroxide de fer	41,86	1	978,43
	100,00	poids at.	2337,61

II. PROPRIÉTÉS.

L'acide oxalique dissout le peroxide de fer.

La solution concentrée, évaporée à sec, donne un résidu que l'eau réduit en acide et en oxalate neutre insoluble.

CHAPITRE XI.

ACÉTATE DE PROTOXIDE DE FER.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique . .	59,44	2 . . .	1287,12
Protoxide de fer.	40,56	1 . . .	878,43
	100,00	poids at.	2165,55

II. PROPRIÉTÉS.

Il est susceptible de cristalliser en petites aiguilles blanchâtres.

Il est soluble dans l'eau. Sa solution est verte.

III. PRÉPARATION.

Je l'ai obtenu en mettant du fer en excès dans de l'acide acétique à 7°. La dissolution de

ce métal s'opère lentement à froid, avec dégagement d'hydrogène. Elle dépose, au bout d'un certain temps, de petites aiguilles blanches.

CHAPITRE XII.

ACÉTATE DE PEROXIDE DE FER.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique. .	66,37	3 : . .	1930,68
Peroxide de fer. .	33,63	1 . . .	978,43
	100,00	poids at.	2909,11

II. NOMENCLATURE.

Pyrolignite de fer pur, lorsque l'acétate a été préparé avec de l'acide pyroligneux privé de sa matière huileuse empyreumatique.

III. PROPRIÉTÉS.

On ne l'a guère étudié qu'à l'état de solution aqueuse.

Elle est rouge. Quand elle est mêlée d'acétate de protoxide, elle est d'un rouge brun.

Elle se décompose avec une grande facilité.

III. PRÉPARATION.

On plonge du fer dans du vinaigre qui est exposé à l'air. Il se produit un acétate de protoxide, qui se change peu à peu en acétate de peroxide, en absorbant l'oxigène atmosphérique.

IV. USAGES.

Il est très-employé comme mordant dans la fabrication des toiles peintes. Il l'est aussi dans les teintures en noir sur fil, et même sur soie.

Il est la base du liquide connu dans les ateliers de teinture sous la dénomination de *tonne au noir*.

Il ne faut pas confondre le pyrolignite de fer fait avec l'acide pyroligneux pourvu de son huile empyreumatique, et le pyrolignite pur préparé avec le même acide préalablement distillé, car la matière empyreumatique du premier est susceptible de colorer les étoffes en brun, et en second lieu, cette matière combustible maintient le fer au minimum d'oxidation, du moins pendant un certain temps.

CHAPITRE XIII.

ACÉTATE DE PROTOXIDE ET DE PEROXIDE DE FER.

Lorsqu'une solution de fer, dans l'acide acétique à 7°, séparée de son fer, est abandonnée à elle-même, elle dépose peu à peu de petits cristaux noirs, brillans, qui m'ont paru formés de deux acétates, car ils ont l'odeur atramentaire des sels de protoxide; ils donnent un précipité hydraté d'un vert bouteille avec l'eau de potasse; et quand on fractionne cet alcali, on obtient d'abord un précipité d'hydrate blanc, ensuite un précipité d'hydrate rouge; ils exhalent l'odeur de l'acide acétique. Lorsqu'on les conserve, quoiqu'à l'état sec, dans un vase qui n'en est pas entièrement rempli, ils passent à l'état d'acétate de peroxide.

Je me propose de voir si les deux oxides ne seraient pas équivalens à quelque oxide de fer intermédiaire.

CHAPITRE XIV.

GALLATES DE FER.

Ces sels ont été à peine étudiés, et malgré le désir que j'aurais de vous présenter un ensemble de recherches qui établirait d'une manière définitive la base de leur histoire chimique, je suis obligé de ne vous offrir que quelques faits détachés d'un travail que le temps ne m'a pas permis d'achever. Mais avant tout, j'exposerai les compositions du gallate de protoxide et du gallate de peroxide neutres, telles qu'on peut les déduire des données de M. Berzelius.

GALLATE DE PROTOXIDE DE FER.

Il est formé de

	en poids.	en atomes.	
Acide gallique. . .	64,46	2 . . .	1593,24
Protoxide de fer. .	35,54	1 . . .	878,43
	100,00	poids at.	2471,67

GALLATE DE PEROXIDE DE FER.

Il est formé de

	en poids.	en atomes.	
Acide gallique. . .	70,95	3 . . .	2389,86
Peroxide de fer. .	29,05	1 . . .	978,43
	100,00	poids at.	3368,29

FAITS POUR SERVIR A L'HISTOIRE DU GALLATE DE PROTOXIDE DE FER.

Lorsqu'on met 2 gr. d'acide gallique, 4 gr. de tournures de fer bien décapées, et 50 gr. d'eau dans une petite fiole munie d'un tube à gaz, et qu'on élève la température des matières de 40 à 50° environ, il se produit une légère effervescence due à de l'hydrogène, et le métal se dissout.

Si l'eau dont on a fait usage retenait de l'air, ou s'il en restait dans la fiole, on remarque au commencement de la dissolution que la liqueur se colore en bleu, parce qu'il se produit un peu de gallate de peroxide; mais peu à peu l'excès du métal ou l'hydrogène naissant le ramenant à l'état de gallate de protoxide, la couleur bleue disparaît.

La liqueur, saturée de protoxide de fer autant que possible, lorsqu'on opère dans les cir-

constances précédentes, a la couleur verte, qui est particulière aux solutions des sels à base de ce protoxide.

Elle a la saveur sucrée et l'odeur atramentaire propres à ces mêmes sels.

Dès qu'elle a le contact du gaz oxigène atmosphérique, elle l'absorbe rapidement, elle se colore en bleu noir et dépose des flocons de cette couleur, que l'on considère généralement, depuis Proust, comme un gallate de peroxide de fer; de sorte qu'on explique ce phénomène de coloration par la suroxidation du métal. Mais, d'après ce que j'ai dit (TOME II, *leçon* 20, *page* 49), pour adopter définitivement cette manière de voir, de nouvelles expériences sont nécessaires. En effet, les gallates alcalins qui ne sont pas avec excès de base deviennent bleus dès qu'ils ont le contact de l'oxigène; or, l'oxigène qui est absorbé se porte certainement sur l'acide gallique et non sur l'alcali; dès lors ne peut-on pas admettre un résultat semblable dans le cas où le gallate de protoxide de fer passe au bleu? Et ce qui peut rendre encore l'analogie plus frappante, c'est l'identité de la couleur produite dans les deux cas, couleur qui serait le résultat de l'union d'une base alcaline avec un

acide particulier, soit de l'acide gallique + de l'oxigène, soit, ce qui serait plus vraisemblable, de l'acide gallique déshydrogéné, équivalant à un acide sous-carboneux. Quoi qu'il en soit, je n'insisterai pas davantage sur le rapprochement que je fais, par la raison que la première manière de voir a pour elle l'ancienneté, et j'ajouterai que, dans l'état actuel des choses, elle explique plus simplement plusieurs faits qui me restent à exposer, que ne le fait la nouvelle manière de voir qu'on pourrait y substituer.

FAITS POUR SERVIR A L'HISTOIRE DU GALLATE DE PEROXIDE DE FER.

Lorsqu'on met de l'acide gallique et du peroxide de fer hydraté bien pur, en proportion convenable, au milieu de l'eau, dans une fiole munie d'un tube à gaz qui va s'ouvrir dans une cloche pleine de mercure, voici ce qu'on observe (je suppose que l'air a été exclu de l'appareil): Les corps réagissent très-promptement, sans aucune effervescence, et ils se changent en flocons d'un bleu pourpre si foncé qu'ils paraissent noirs. Si l'on fait chauffer la fiole, il ne s'en dégage aucun gaz permanent. Il ne s'en dégage

pas non plus pendant six mois qu'on garde les corps sur le mercure.

Si au bout de ce temps on jette la matière sur un filtre qui a été préalablement lavé à l'acide hydrochlorique, on obtient 1° *une liqueur d'un bleu pourpré,* dont la couleur est due à du gallate de peroxide de fer; 2° *des flocons d'un bleu noir,* qui sont le gallate de peroxide de fer; peut-être celui que j'ai obtenu contenait-il un excès de base. Quoi qu'il en soit, je vais décrire les propriétés de la *liqueur d'un bleu pourpré,* et celles des *flocons d'un bleu noir.*

1° *Liqueur d'un bleu pourpré.*

Elle ne rougit qu'extrêmement légèrement le papier de tournesol.

Elle n'a point l'odeur atramentaire des sels de protoxide de fer, mais une odeur sensible *au goût,* qui est celle d'une terre argileuse humectée. Elle est parfaitement insipide à la langue.

Elle devient sur-le-champ d'un jaune rouge avec l'eau d'ammoniaque aérée, et peu à peu, la couleur s'altérant sous l'influence de l'oxigène atmosphérique, elle passe au jaune de feuille morte.

L'acide hydrosulfurique la décolore parce

que probablement il ramène le peroxide de fer au minimum d'oxidation.

L'eau de chlore la décolore en la faisant passer au jaune.

Le sulfate de manganèse rouge produit le même effet. Dans ce cas, et dans le précédent, l'oxigène détruit la partie combustible de l'acide gallique.

L'acide nitrique à 34° la fait passer au jaune.

L'acide sulfurique concentré produit le même changement, mais probablement en agissant dif féremment.

2° *Flocons d'un bleu noir.*

Ils ont un goût douceâtre et atramentaire, et, sous ce rapport, ils se rapprochent plus des sels de protoxide que des sels de peroxide.

L'acide gallique m'a paru les dissoudre, et produire une solution analogue à la liqueur d'un bleu pourpré.

Si on en introduit, à l'état pâteux, au fond d'un tube de verre fermé et étroit, puis qu'on achève de remplir le tube d'acide hydrochlorique fumant, les flocons sont dissous peu à peu sans effervescence; la solution est d'un rouge orangé tirant légèrement sur le verdâtre; elle

n'a pas ou que très-peu de goût atramentaire.

Cette solution ne précipite pas par l'eau, mais dès qu'elle est étendue d'une certaine quantité de ce liquide, elle passe au bleu verdâtre.

Si on introduit dans la solution, sans le contact de l'air, de l'hydrocyanoferrate de potasse privé d'air, on obtient sur-le-champ un précipité de bleu de Prusse, ce qui paraît annoncer que le fer y était à l'état de peroxide.

Si l'acide gallique au milieu de l'eau, en présence du peroxide de fer, ne produit pas d'acide carbonique, et paraît s'y unir sans en abaisser le degré d'oxidation, il n'en est pas de même lorsqu'on fait chauffer jusqu'à l'ébullition 2 gr. de cet acide et 2 gr. de sulfate de peroxide de fer avec 300 à 400 gr. d'eau non aérée, dans une fiole qui ne contient pas d'air, et qui est munie d'un tube à gaz plongeant sous une cloche pleine de mercure. Le gaz commence à se dégager avant que l'eau entre en ébullition. L'on peut recueillir $32^{cc},60$ de gaz qui contiennent $31^{cc},75$ de gaz acide carbonique. Quant à la liqueur, elle est d'un brun roux, transparente; elle a le goût atramentaire des sels au minimum. Elle donne un précipité d'un blanc verdâtre avec l'hydrocyanoferrate de potasse, ce qui prouve

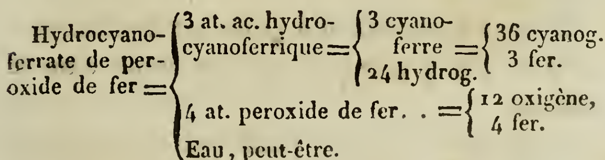
que le fer y est au minimum d'oxidation, au moins pour la plus grande partie. Il n'est pas douteux que l'affinité de l'acide sulfurique pour le protoxide de fer ne facilite la combustion de l'acide gallique. Dans l'expérience qui m'a donné les résultats précédens, j'ai vu que tout l'acide gallique n'avait pas été dénaturé.

CHAPITRE XV.

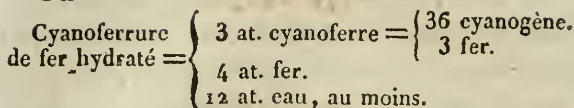
BLEU DE PRUSSE.

I. COMPOSITION.

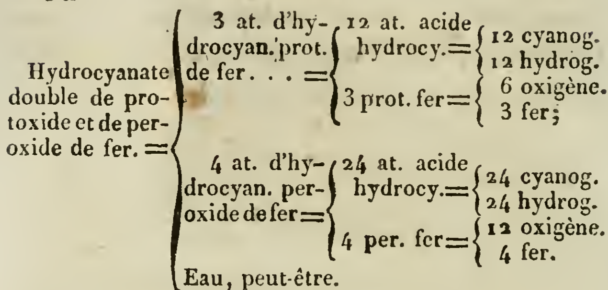
Les idées des chimistes ne sont point encore définitivement arrêtées sur la composition du bleu de Prusse. Voici au reste comment on peut se le représenter :



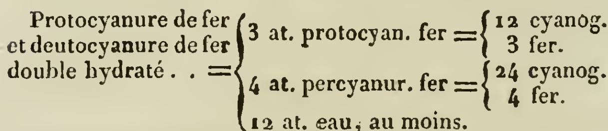
Ou


Cyanoferrure de fer hydraté = 3 at. cyanoferre = 36 cyanogène. 3 fer.
4 at. fer.
12 at. eau, au moins.

Ou


Hydrocyanate double de protoxide et de peroxide de fer. =
3 at. d'hydrocyan. prot. de fer. . . = 12 at. acide hydrocy. = 12 cyanog. 12 hydrog.
3 prot. fer = 6 oxigène. 3 fer;
4 at. d'hydrocyan. peroxide de fer = 24 at. acide hydrocy. = 24 cyanog. 24 hydrog.
4 per. fer = 12 oxigène. 4 fer.
Eau, peut-être.

Ou


Protocyanure de fer et deutocyanure de fer double hydraté . . =
3 at. protocyan. fer = 12 cyanog. 3 fer.
4 at. percyanur. fer = 24 cyanog. 4 fer.
12 at. eau, au moins.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est d'un bleu tirant sur le pourpre.

Il peut être exposé à une température de 135°, sans s'altérer.

Il tient si fortement à l'eau, qu'il est impossible de l'en priver par son exposition dans le vide sec.

Il est insoluble dans l'eau; mais si on le fait bouillir dans ce liquide, il finit par se décolorer.

Desséché autant que possible, et chauffé avec le contact de l'air, il brûle comme l'amadou.

Distillé, il donne de l'eau pure, de l'hydrocyanate et du sous-carbonate d'ammoniaque, et un tricarbure de fer.

Les eaux de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de chaux, etc., et les carbonates de ces bases le décomposent; ils en séparent du peroxide de fer, et les alcalis se changent en hydrocyanoferrates.

Lorsqu'on ne met qu'une petite quantité d'alcali avec le bleu de Prusse, il devient violet, comme l'a d'abord observé M. Raymond, et ensuite M. Berzelius; il se forme, suivant eux, un *bleu de Prusse avec excès de base.*

L'acide sulfurique concentré, mis en contact avec le bleu de Prusse divisé, le décolore. Il paraît qu'une portion d'acide s'y unit.

En ajoutant de l'eau à la matière, l'acide sulfurique, même celui qui était en combinaison, se dissout, et le bleu de Prusse reprend la couleur qui lui est propre.

Le bleu de Prusse délayé dans l'eau pure, et soumis à un courant d'acide hydrosulfurique, se décolore. La liqueur tient du soufre en sus-

pension, et des acides hydrosulfurique et hydrocyanoferrique en dissolution; il y a un résidu d'un blanc grisâtre qui devient bleu à l'air, et soluble dans l'eau, suivant M. Berzelius, en passant à l'état de *bleu de Prusse avec excès de base* dont je vais parler, avant de traiter de la préparation du *bleu de Prusse*.

APPENDICE.

BLEU DE PRUSSE AVEC EXCÈS DE BASE, DE BERZELIUS.

Si l'on mêle une solution bouillante d'un sel de protoxide de fer avec une solution bouillante d'hydrocyanoferrate de potasse, on a un précipité blanc que Proust a appelé *Prussiate de fer blanc*. La liqueur résultante du mélange est neutre.

Ce précipité, encore peu connu, passe généralement pour retenir en combinaison de la potasse, ou plutôt du cyanoferrure de potassium.

Lorsqu'il est exposé à l'air, au milieu de l'eau, il absorbe de l'oxigène et devient bleu en abandonnant sa potasse ou son cyanoferrure : suivant M. Berzelius, il est alors à l'état de *bleu de Prusse avec excès de base.*

Il est très-difficile de le séparer du liquide où il s'est produit, parce que, dès qu'il a été débarrassé, au moyen de la décantation ou de la filtration de la liqueur saline qui le mouillait, et qu'on ajoute de l'eau distillée pour le laver, il se dissout dans ce liquide.

M. Berzelius le considère comme un composé de

1 at. d'hydrocyanate de protoxide de fer,
2 at. de sous-hydrocyanate de deutoxide.

III. PRÉPARATION DU BLEU DE PRUSSE.

On peut se le procurer en mélangeant des solutions d'un sel de peroxide de fer et de l'hydrocyanoferrate de potasse. Le précipité doit être lavé à grande eau et à froid.

En grand, on le prépare autrement.

Après s'être procuré un cyanoferrure de potassium impur en calcinant dans des creusets de fonte ou dans un four à réverbère, un mé-

lange de potasse du commerce et de charbon azoté ou de matières animales, comme il a été dit (TOM. II, *leçon* 24, *pag.* 86), et avoir dissous le cyanoferrure de potassium dans l'eau, on mêle la solution filtrée avec une solution qui contient pour 1 partie de la potasse qui a été employée à la préparation du cyanoferrure, ½ partie de sulfate de protoxide de fer, et 3 parties d'alun. Il se précipite une matière noire, qui paraît formée principalement 1° de *prussiate de fer blanc;* 2° d'*alumine à l'état de gelée;* 3° de *sulfure de fer hydraté,* qui colore les deux premiers. (Le soufre de ce sulfure provient en grande partie du sulfate de potasse contenu dans la potasse du commerce, qui a été calcinée avec le charbon azoté.) On décante le liquide surnageant. Le précipité est mis dans des tonneaux avec de l'eau qui est exposée au contact de l'air. En agitant les matières, le sulfure de fer se réduit en peroxide de fer et en soufre, le prussiate de fer blanc se dépouille de sa potasse, et en absorbant de l'oxigène atmosphérique il passe au bleu. On décante l'eau du dernier lavage, et on met le dépôt sur un filtre de toile; on obtient ainsi le bleu de Prusse en pâte. Si on veut l'avoir à l'état sec, on le soumet à la

presse, puis on le divise en petits cubes qu'on fait sécher.

Le bleu de Prusse du commerce contient donc toujours de l'alumine; et nous ajoutons toujours ou presque toujours du peroxide de fer provenant de la combustion du sulfure.

On le falsifie quelquefois avec de l'amidon; il est aisé de reconnaître cette fraude en le faisant bouillir dans l'eau. S'il y a de l'amidon il est dissous, et l'eau filtrée devient bleue quand on y verse de l'iode.

IV. USAGES.

Le bleu de Prusse mérite de fixer l'attention du teinturier, par la raison qu'il est employé à colorer les étoffes, ainsi que nous l'avons dit en traitant du cyanoferrure de potassium (TOM. II, *leçon* 24, *page* 87).

Il est employé en outre dans la fabrication des papiers peints, dans la peinture en bâtiment, pour azurer le papier à écrire, etc.

SELS DE PROTOXIDE DE PLOMB.

CHAPITRE PREMIER.

NITRATE DE PLOMB $({}^{2}\overset{:\cdot:}{Az}{}^{2}\ \ddot{Pb})$.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide nitrique. .	32,68	2.	1354,04
Protox. de plomb	67,32	1.	2789,00
	100,00	poids at.	4143,04

Il ne contient pas d'eau de cristallisation.

II. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en octaèdres.

Il est soluble dans l'eau.

Sa solution est décomposée par les eaux qui contiennent des chlorures ou des sulfates en dissolution.

Il a une saveur sucrée et astringente. Il est délétère.

III. PRÉPARATION.

On le prépare en unissant l'acide nitrique

au protoxide de plomb. Si ce dernier était employé en excès, et que le contact fût prolongé, il se produirait un sous-nitrate, qui contient précisément deux fois plus de base que le sel neutre. Il existe en outre un trisous-nitrate et un sesous-nitrate de protoxide de plomb.

IV. USAGES.

Il est employé pour mordancer les toiles, et plus généralement les étoffes que l'on veut teindre en jaune, avec le chromate de potasse.

CHAPITRE II.

CHROMATE DE PLOMB.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide chrômique	31,85	1	1303,64
Protox. de plomb	68,15	1	2789,00
	100,00	poids at.	4092,64

II. PROPRIÉTÉS.

Ce sel est jaune.

Il est insoluble dans l'eau.

Nous en parlons ici parce qu'il est employé comme matière colorante, non-seulement pour les étoffes, mais encore dans la peinture à l'huile et en émail.

Nous remarquerons que toutes les fois que le chromate perd de son acide par l'action d'un alcali soluble, il prend une couleur orangée, et qu'alors il est plus disposé à noircir lorsqu'il est exposé au contact de l'acide hydrosulfurique, qui tend à convertir l'oxide de plomb en eau et en sulfure noir, que quand il est à l'état de chromate neutre.

III. PRÉPARATION.

On le prépare en décomposant l'acétate ou le nitrate de plomb par le chromate de potasse.

CHAPITRE III.

ACÉTATE DE PLOMB.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique. .	27,1	2 . . .	1287,12
Protox. de plomb	58,7	1 . . .	2789,00
Eau	14,2	6 . . .	674,88
	100,00	poids at.	4751,00

II. NOMENCLATURE.

Sel de Saturne, Sucre de Saturne.

III. PROPRIÉTÉS.

Il cristallise en prismes aplatis à 4 pans.

Il est efflorescent et assez soluble dans l'eau.

Sa solution se trouble légèrement par l'acide carbonique, qui en précipite un peu d'oxide à l'état de sous-carbonate. Si l'acide acétique, qui est très-soluble dans l'eau, se séparait en même temps qu'il est déplacé, l'acide carbonique décomposerait en totalité l'acétate de plomb; mais comme il n'en est pas ainsi, la décomposition s'arrête dès qu'il y a une certaine quantité d'acide mise en liberté.

Il a une saveur sucrée et astringente. C'est un poison.

IV. PRÉPARATION.

On le prépare en faisant digérer de la litharge avec de l'acide acétique faible; celui qu'on obtient en distillant les vinaigres ou l'acide acétique pyroligneux noir, est très-bon pour cette préparation.

Quand on a une solution d'acétate suffisamment concentrée, on la fait cristalliser; si l'acide avait dissous trop d'oxide, ce dont on s'apercevrait à ce que la liqueur ne cristalliserait que difficilement et en lames opaques, il faudrait ajouter de l'acide acétique.

Si la litharge contient du deutoxide de cuivre, l'acétate de plomb en contiendra et pourra être coloré en bleuâtre; mais par la cristallisation de l'acétate de plomb, celui de cuivre pourra en être séparé, du moins en partie.

CHAPITRE IV.

TRISOUS-ACÉTATE DE PLOMB.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique.	13,33	2 . . .	1287,12
Protoxid. plomb	86,67	3 . . .	8367,00
	100,00	poids at.	9654,12

II. PROPRIÉTÉS.

Il a une réaction très-alcaline sur les réactifs colorés.

Il a une saveur moins sucrée que celle du précédent.

Il cristallise en lames opaques.

Il est moins soluble dans l'eau que l'acétate neutre. Lorsqu'on verse dans sa solution de l'acide acétique, et qu'on fait concentrer, on obtient des cristaux d'acétate neutre.

Si l'acide carbonique précipite du sous-carbonate de plomb d'une solution d'acétate neutre, on conçoit à plus forte raison qu'il devra en précipiter de celle du trisous-acétate. C'est

aussi ce qui a lieu; et aujourd'hui ce dernier sel est préparé en grand dans la fabrique de *céruse de Clichy*, pour être réduit en sous-carbonate de plomb.

III. PRÉPARATION.

Il suffit de tenir, à une température de 30 à 40°, et même à la température ordinaire, 2,5 parties de litharge réduite en poudre fine, et 1 partie d'acétate de plomb dissoute dans 20 à 25 parties d'eau, pour obtenir le trisous-acétate de plomb.

Mais si la litharge contient du deutoxide de cuivre, le sous-acétate sera coloré, et il ne sera guère facile, du moins économiquement, d'en séparer l'acétate de cuivre.

CHAPITRE V.

SÉSOUS-ACÉTATE DE PLOMB.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique . .	7,14	1 . . .	643,56
Protox. de plomb.	92,86	3 . . .	8367,00
	100,00	poids at.	9010,56

Il contient donc six fois autant d'oxide que l'acétate neutre.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en poudre blanche presque insoluble dans l'eau.

III. PRÉPARATION.

On l'obtient en versant une quantité convenable d'ammoniaque dans une solution d'acétate de plomb.

SELS D'ÉTAIN.

Le protoxide et le deutoxide d'étain sont susceptibles de s'unir aux acides, et de former des dissolutions, dont quelques-unes sont employées dans les arts, et particulièrement dans celui de la teinture.

Les chlorures d'étain, dissous dans l'eau, présentent les solutions les plus propres à bien connaître les propriétés des sels à base de protoxide et de deutoxide, par la raison qu'elles se comportent comme si elles étaient des hydrochlorates de ces bases. Nous ne reviendrons pas sur ce que nous avons dit de ces solutions à l'article de leurs chlorures (TOM. Ier, 13e *leçon*, *pag.* 47).

Nous ajouterons seulement qu'en mêlant de l'acétate de plomb avec ces chlorures, on obtient de l'acétate de protoxide d'étain et de l'acétate de peroxide qui restent en dissolution, tandis que le chlore se précipite avec le plomb.

L'acétate de protoxide d'étain est formé de

2 at. d'acide acétique,
1 at. de protoxide d'étain.

Il peut cristalliser.

L'acétate de peroxide est formé de

4 at. d'acide acétique,
1 at. peroxide d'étain.

Il ne cristallise pas.

SELS DE DEUTOXIDE DE CUIVRE.

CHAPITRE PREMIER.

SULFATE DE DEUTOXIDE DE CUIVRE



$(^{2}\dddot{S}\,\ddot{C} + 10\,aq)$.

I. COMPOSITION.

	en poids.		en atomes.
Acide sulfurique.	32,14	2 . . .	1002,32
Deutoxide. . . .	31,80	1 . . .	991,39
Eau	36,06	10 . . .	1124,80
	100,00	poids at.	3118,51

II. NOMENCLATURE.

Vitriol bleu, sulfate de cuivre.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en rhomboèdres d'un beau bleu.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

En le privant par l'action de la chaleur de son eau ou de la plus grande partie, il devient blanc; mais il suffit de la lui rendre pour qu'il reprenne sa couleur bleue.

Il est légèrement efflorescent.

Il est soluble dans 4 parties d'eau à 15°,5, et 2 parties d'eau à 88°. Sa solution est d'un beau bleu. Quand elle contient du sulfate de fer, celui-ci, en passant au maximum, se dépose à la langue en partie à l'état de sous-sulfate, et la partie qui reste en solution altère le bleu du sulfate de cuivre en le verdissant.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur astringente; ce qu'on appelle son *goût métallique* n'est point une sensation de l'organe du goût, mais bien une sensation de l'odorat.

C'est un poison.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il y a des eaux naturelles qui contiennent du sulfate de cuivre. Elles se reconnaissent à leur saveur, à la propriété de rougir par l'hydrocyanoferrate de potasse, de noircir par l'acide hydrosulfurique, de précipiter par le nitrate de baryte, et de ne point perdre ses propriétés par la concentration.

VII. PRÉPARATION.

On se procure le sulfate de cuivre par divers procédés que nous allons exposer brièvement.

1. On fait chauffer dans un four à réverbère 63 parties de cuivre et 36 parties de soufre, on forme un sulfure qui ne tarde pas à se convertir, par l'action de la chaleur et de l'oxigène, en acide sulfurique et en deutoxide de cuivre; mais la proportion de ce dernier est plus grande que celle qu'il faut pour neutraliser l'acide. Vous avez donc une matière qui ne peut se dissoudre dans l'eau; mais en la jetant toute chaude dans ce liquide, elle éprouve une telle décomposition, que tout l'oxide en excès à la neutralisation de l'acide se sépare, tandis que du sulfate neutre de deutoxide de cuivre se dissout. Il suffit de faire évaporer ensuite la solution convenablement pour en obtenir des cristaux.

On chauffe le résidu avec du soufre, comme la première fois; mais il y aurait peut-être de l'avantage à le traiter auparavant par l'acide sulfurique.

2. Le sulfure de cuivre natif, soumis au procédé précédent, donne aussi du sulfate.

3. On fait du sulfate de cuivre en traitant des battitures de ce métal par l'acide sulfurique faible.

4. On a préparé à ma connaissance d'assez grandes quantités de ce même sel avec du ni-

trate de cuivre provenant de l'affinage de l'or; et je sais en outre que du sulfate préparé par ce moyen, ayant été mêlé à du sulfate de fer, pour former un sulfate double (*vitriol hermaphrodite, vitriol de Salzbourg*, recherché par des teinturiers en noir, surtout par ceux qui teignent les chapeaux), a présenté plusieurs inconvéniens qu'on a attribués à de petites quantités d'acide nitrique qui y étaient restées opiniâtrement fixées à l'état d'eau-mère.

VIII. USAGES.

Il est prescrit dans plusieurs recettes de teinture pour le noir et pour les violets.

CHAPITRE II.

TRISOUS-SULFATE DE DEUTOXIDE DE CUIVRE ($^2\dddot{S}\ ^3\ddot{Cu} + 6\ aq$).

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide sulfurique.	21,55	2 . . .	1002,32
Deutox. de cuiv.	63,94	3 . . .	2974,17
Eau.	14,51	6	674,88
	100,00	poids at.	4651,37

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en poudre verte, insoluble dans l'eau.

III. PRÉPARATION.

Il suffit de verser dans du sulfate de cuivre la moitié environ de la quantité de potasse nécessaire pour en neutraliser tout l'acide sulfurique, et d'agiter continuellement la liqueur pendant un certain temps. Il se précipite une poudre verte grenue qu'on lave ensuite avec de l'eau froide.

CHAPITRE III.

ACÉTATE DE DEUTOXIDE DE CUIVRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique	51,41	2 . .	1287,12
Deutoxide de cuivre .	39,60	1 . . .	991,39
Eau	8,99	2 . . .	224,96
	100,00	poids at.	2503,47

M. Phillips admet 0,116 d'eau de cristallisation.

II. NOMENCLATURE.

Cristaux de Vénus. — Verdet cristallisé.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes rhomboïdaux d'un vert bleuâtre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est soluble dans 5 parties d'eau bouillante. Sa solution est d'un beau bleu. Par une ébullition suffisamment prolongée, elle dépose du deutoxide de cuivre anhydre, et laisse dégager de l'acide acétique.

Il est susceptible de perdre son eau et en même temps sa couleur bleue, lorsqu'il séjourne quelque minutes dans l'acide sulfurique concentré, ou lorsqu'il est soumis à la distillation; dans ce dernier cas une partie se décompose, tandis que l'autre se sublime en cristaux blancs à l'état anhydre.

Une quantité d'ammoniaque, insuffisante pour neutraliser tout l'acide acétique de cette solution, en précipite une poudre verte qui est un trisous-acétate.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a le goût et l'odeur des sels cuivreux, plus l'odeur de l'acide acétique.

Il est délétère.

VI. PRÉPARATION.

Pour préparer l'acétate de cuivre, il faut d'abord se procurer du verdet gris. Pour cela on met des feuilles de cuivre en contact avec du marc de raisin; peu à peu la matière organique fermente. Il se développe de l'acide acétique, et celui-ci, avec de l'oxigène et de l'eau, se combine au métal. Mais l'acide acétique n'est pas dans la proportion suffisante pour neutraliser le deutoxide; la matière d'un bleu verdâtre, qu'on détache des feuilles de cuivre, doit être considérée comme équivalente à de l'acétate de cuivre + de l'hydrate de deutoxide de cuivre + de l'eau. C'est le *verdet gris* ou *vert de gris* du commerce.

Lorsqu'on veut convertir complètement le *verdet gris* en acétate, il suffit de le mettre dans une chaudière de cuivre avec de l'eau, et d'y ajouter la quantité d'acide acétique convenable. On fait chauffer; lorsque la liqueur est neutralisée, on la tire à clair, on la fait concentrer, puis cristalliser.

CHAPITRE IV.

SESQUISOUS-ACÉTATE DE CUIVRE.

	atomes.
Acide acétique.	3
Deutoxide de cuivre.	2

L'existence de ce sel a été annoncée par M. Berzelius.

CHAPITRE V.

BISOUS-ACÉTATE DE CUIVRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique.	27,86	1 . . .	643,56
Deutox. de cuiv.	42,92	1 . . .	991,39
Eau.	29,22	6 . . .	674,88
	100,00	poids at.	2309,83

II. NOMENCLATURE.

C'est, suivant Berzelius, le *vert de gris bleu.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en cristaux soyeux d'un bleu pâle.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il absorbe l'eau; mais si on fait réagir successivement des quantités d'eau suffisantes sur une quantité donnée de ce sel, on le réduit d'abord en acétate soluble et en sous-acétate, et ensuite on réduit celui-ci en acide et en deutoxide, suivant M. Phillips.

Proust dit qu'en soumettant cette matière, délayée dans l'eau, à un courant de gaz acide carbonique, on la réduit en acétate et en sous-carbonate.

V. PRÉPARATION.

Ce sel paraissant constituer la plus grande partie du *vert de gris* du commerce, on peut voir sa préparation dans le chapitre précédent.

VI. USAGES.

A l'état de vert de gris il est employé dans la teinture en noir sur laine.

VII. HISTOIRE.

M. Phillips a considéré ce sel comme un bi-sous-acétate, tandis que Proust l'a considéré

comme de l'acétate + de l'hydrate, et M. Berzelius a embrassé cette dernière opinion.

CHAPITRE VI.

TRISOUS-ACÉTATE DE CUIVRE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique. . . .	26,08	2 . .	1287,12
Deutoxide de cuivre.	60,25	3 . .	2974,17
Eau.	13,67	6 . .	674,88
	100,00	poids at.	4936,17

II. PROPRIÉTÉS.

Il est en poudre verdâtre, insoluble dans l'eau.

Le gaz acide carbonique qu'on fait passer dans de l'eau où on l'a délayé, ne l'altère pas.

III. PRÉPARATION.

J'ai dit qu'on le prépare en versant dans une solution d'acétate de cuivre une quantité d'ammoniaque insuffisante pour neutraliser tout l'acide acétique.

SELS D'ANTIMOINE.

CHAPITRE PREMIER.

TARTRATE D'ANTIMOINE ET DE POTASSE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Tartrate d'antim.	62,57	4 . .	17699,44
Tartrate de pot.	30,27	3 . . .	8563,41
Eau.	7,16	18 . . .	2024,64
	100,00	poids at.	28287,49

II. NOMENCLATURE.

Émétique, tartre stibié.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en octaèdres ou en tétraèdres incolores et transparens.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est efflorescent.

Pour se dissoudre il exige 15 p. d'eau froide et 2 p. d'eau bouillante.

L'acide hydrosulfurique en précipite le protoxide d'antimoine à l'état de sulfure hydraté

de couleur orangée, et du bitartrate de potasse, si la liqueur est concentrée.

Les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, le décomposent.

L'acide tartrique, acétique, etc., en séparent du bitartrate de potasse.

La substance astringente de la noix de galle et du quinquina décompose l'émétique en s'emparant du protoxide d'antimoine.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, en expulsent le protoxide d'antimoine à l'état d'hydrate.

La baryte, la strontiane et la chaux, en précipitent l'acide tartrique à l'état de tartrates, et le protoxide d'antimoine à l'état d'hydrate.

Les hydrochlorates de chaux, de magnésie, etc., décomposent l'émétique.

La craie, à la température ordinaire, et les sulfates de soude et de chaux, ne le décomposent pas.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur caustique et un goût métallique nauséabond.

Tout le monde connaît sa propriété de provoquer le vomissement.

VI. PRÉPARATION.

On le prépare ordinairement en faisant bouillir dans une bassine 20 parties d'eau avec 2 parties de bitartrate de potasse et 2 parties de verre d'antimoine, ou, ce qui est préférable, 2 parties de sulfure d'antimoine simplement grillé. Lorsque la surface du liquide présente des cristaux, on retire le feu de dessous la bassine, et on la laisse refroidir : l'émétique cristallise. Au bout de 24 heures on décante l'eau-mère. On fait dissoudre les cristaux dans l'eau bouillante, on filtre, et on obtient l'émétique cristallisé par le refroidissement.

Aujourd'hui on commence à substituer au verre d'antimoine ou au sulfure grillé, la poudre d'Algaroth. On fait bouillir dans 9,7 d'eau 1 p. de poudre d'Algaroth, et 1,45 de bitartrate de potasse. On fait concentrer à pellicule, on filtre et on fait cristalliser.

Une solution d'émétique pur ne précipite pas par le chlorure de barium, l'oxalate neutre d'ammoniaque, le nitrate d'argent acidulé, et l'acétate de plomb dans lequel on a mis une quantité convenable d'acide acétique.

VII. USAGES.

Il est employé, comme purgatif ou vomitif, et pour produire une forte irritation sur la peau.

Il est prescrit dans quelques recettes, comme mordant, pour les toiles peintes.

CHAPITRE II.

HYDROCHLORATES D'ANTIMOINE.

Les chlorures d'antimoine (TOM. Ier, *leçon* 11, *pag*. 32 et 33) peuvent être considérés, lorsqu'on les fait réagir sur des matières humides, comme des chlorures ou des hydrochlorates de protoxide et de peroxide.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

CINQUIÈME DIVISION.

DES COMPOSÉS DÉFINIS TERNAIRES, QUATERNAIRES, ETC., QUI PARAISSENT FORMÉS D'UN COMPOSÉ ÉLECTRO-NÉGATIF, FAISANT FONCTION D'ACIDE, ET D'UN COMPOSÉ ÉLECTRO-POSITIF, FAISANT FONCTION D'ALCALI.

VINGT-SEPTIEME LEÇON.

INTRODUCTION

A LA CINQUIÈME DIVISION.

Messieurs,

La force des choses a conduit les chimistes, dans ces derniers temps, à rapprocher des sels un grand nombre de composés formés de deux oxides dont l'un fait fonction d'acide à l'égard de l'autre : tels sont les composés résultant de l'union du peroxide de tellure, du peroxide d'or, du peroxide d'étain, du peroxide d'urane, etc., avec un oxide plus électro-positif qu'eux, composés qui ont été appelés *tellurates*, *aurates*, *stannates*, *uranates*, etc.

Quelques chimistes ont été plus loin, en regardant comme des sels les acides et les bases salifiables hydratés, et même les combinaisons de deux oxacides.

Ces rapprochemens sont évidemment fondés sur deux considérations importantes :

1o Sur celle que l'oxigène de l'un des principes immédiats des composés est en rapport simple avec l'oxigène de l'autre principe, ainsi que cela a lieu dans les sels d'oxacides à base d'oxides;

2o Sur la considération plus générale que ces composés sont le résultat de la combinaison définie de deux corps composés, sans avoir égard à la neutralisation des propriétés carastéristiques de ces mêmes corps.

Si l'on applique ces considérations aux composés qui nous restent à étudier, on en trouvera un grand nombre que nous serons conduits à rapprocher des *sels proprement dits;* mais comme il s'en faut de beaucoup que l'analogie que nous établissons entre ces composés et les sels ait pour tous le même degré d'évidence, nous les classerons en deux groupes généraux. Dans le premier nous rangerons ceux dont la composition immédiate est généralement considérée par les chimistes comme étant analogue à celle des sels; dans le second nous rangerons des composés qui sont ordinairement classés parmi les principes immédiats organiques, mais qui, examinés indépendamment de leur origine, me paraissent se rapprocher des composés salins.

Au reste, quelle que soit l'opinion que l'on ait sur ces derniers, les rapprochemens que je fais ne peuvent avoir aucun inconvénient, puisque je ne les présente pas comme définitifs, mais comme probables, et que, d'un autre côté, les corps qui sont réunis dans un groupe sont toujours remarquables par leur analogie de composition.

PREMIER GROUPE.

SUBSTANCES FORMÉES DE DEUX COMPOSÉS, DONT L'UN EST GÉNÉRALEMENT CONSIDÉRÉ COMME FAISANT FONCTION D'ACIDE OU DE PRINCIPE ÉLECTRO-NÉGATIF, TANDIS QUE L'AUTRE L'EST COMME FAISANT FONCTION D'ALCALI OU DE PRINCIPE ÉLECTRO-POSITIF.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN OXIDE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles d'oxides (l'eau excepté).

Nous ne comprenons point dans cette section les hydrates des bases alcalines, par la raison que nous en avons traité ailleurs.

Le peroxide de fer, le protoxide de plomb, l'alumine, etc., sont susceptibles de se combiner avec d'autres oxides, et de former des composés qui ont la plus grande analogie avec les sels, et dont on rencontre un assez grand nombre dans la nature minérale.

Il est possible que lorsqu'on mordance les étoffes avec de l'acétate de peroxide de fer et de l'acétate d'alumine pur, qu'on fait sécher, et qu'on traite par l'eau bouillante les étoffes mordancées, il se fasse une combinaison des deux oxides, c'est-à-dire un *ferrate d'alumine*.

L'on établira dans cette section autant de genres qu'il y aura d'espèces diverses d'oxides électro-négatifs; et un genre se composera de diverses espèces qui auront un principe électro-négatif commun, et qui différeront entre elles par la nature de leur base ou par la proportion de cette base à l'oxide électro-négatif.

II[e] SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un oxide électro-positif.

Je citerai pour exemples

La combinaison du chlorure de plomb avec l'oxide de plomb;

Celle du deutochlorure de cuivre avec le deutoxide de cuivre;

Celle du chlorure de calcium avec la chaux.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un oxide électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un oxide électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un oxide électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un oxide électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un oxide électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un oxide électro-positif.

On fera ainsi autant de sections qu'il y aura de composés électro-négatifs non acides formés par les corps simples qui sont inscrits après le sélénium, dans le tabl. du tom. 1er, *leçon* 2, *p*. 2.

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN CHLORURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles de chlorures.

IIe SECTION. — Combinaisons d'un oxide électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un chlorure électro-positif.

Etc.

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

COMBINAISONS A BASE D'UN PHTORURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles de phtorures.

IIe SECTION. — Combinaisons d'un oxide électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un phtorure électro-positif.

Etc.

QUATRIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN BROMURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles de bromures.

IIe SECTION. — Combinaisons d'un oxide électro négatif avec un bromure électro-positif.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un bromure électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un bromure électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un bromure électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un bromure électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un bromure électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un bromure électro-positif.

Etc.

CINQUIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN IODURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles d'iodures.

IIe SECTION. — Combinaisons d'un oxide électro-négatif avec un iodure électro-positif.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un iodure électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un iodure électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un iodure électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un iodure électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un iodure électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un iodure électro-positif.

Etc.

SIXIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN AZOTURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles d'azotures;

Exemple : azoture de potassium ammoniacal.

IIe SECTION. — Combinaisons d'un oxide électro-négatif avec un azoture électro-positif;

EXEMPLE : deutoxide de cuivre et ammoniaque.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un azoture électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un azoture électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un azoture électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un azoture électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un azoture électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un azoture électro-positif.

Etc.

SEPTIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN SULFURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles de sulfures.

IIe SECTION. — Combinaison d'un oxide électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

VIIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un séléniure électro-négatif avec un sulfure électro-positif.

Etc.

HUITIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS A BASE D'UN SÉLÉNIURE BINAIRE.

Ire SECTION. — Combinaisons mutuelles de séléniures.

IIe SECTION. — Combinaisons d'un oxide électro-négatif avec un séléniure électro-positif.

IIIe SECTION. — Combinaisons d'un chlorure électro-négatif avec un séléniure électro-positif.

IVe SECTION. — Combinaisons d'un phtorure électro-négatif avec un séléniure électro-positif.

Ve SECTION. — Combinaisons d'un bromure électro-négatif avec un séléniure électro-positif.

VIe SECTION. — Combinaisons d'un iodure électro-négatif avec un séléniure électro-positif.

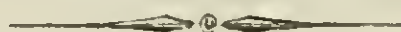
VIIe SECTION. — Combinaisons d'un azoture électro-négatif avec un séléniure électro-positif.

VIIIe SECTION. — Combinaisons d'un sulfure électro-négatif avec un séléniure électro positif.

Etc.

Nous n'entrons dans aucun détail au sujet des composés compris dans les sections précédentes; qu'il nous suffise de leur avoir assigné la place qu'ils doivent occuper dans notre système des composés chimiques.

Nous ajouterons seulement que l'hydrochlorate d'ammoniaque forme avec les chlorures de platine, de palladium, de rhodium, d'iridium, etc., des composés qu'on peut placer dans une division ou sous-division particulière, comme offrant l'exemple d'un ordre de combinaisons formées d'un sel et d'un chlorure qui correspondent aux sels doubles.



DEUXIÈME GROUPE.

COMBINAISONS NEUTRES AUX RÉACTIFS COLORÉS, *QUI PARAISSENT FORMÉES IMMÉDIATEMENT* DE DEUX COMPOSÉS, DONT L'UN FAIT FONCTION DE PRINCIPE ÉLECTRO-NÉGATIF, ET L'AUTRE FAIT FONCTION DE PRINCIPE ÉLECTRO-POSITIF.

A. COMPOSÉS ÉQUIVALANT A DE L'EAU + DE L'HYDROGÈNE BICARBONÉ.

Ces composés sont au nombre de trois : l'*alcool,* l'*éther* et l'*éthal.*

CHAPITRE PREMIER.

ALCOOL.

I. COMPOSITION.

	volumes.		poids.	atomes.	
Oxigène. .	½	condensés en 1	34,42	1 . . .	100,00
Carbone. .	1		52,69	2 . . .	153,06
Hydrogène	3		12,89	6 . . .	37,44
			100,00	poids at.	290,50

ou

	vol.		poids.	at.	
Eau.	1	en 1	38,72	1 . . .	112,48
Hyd. bicarb.	1		61,28	2 . . .	178,02
			100,00	poids at.	290,50

II. NOMENCLATURE.

Esprit de vin; esprit ardent; eau-de-vie, quand il est étendu d'une certaine quantité d'eau.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A l'état liquide.

Sous la pression de 0m.,760, il est liquide aux températures les plus basses connues jusqu'à celle de 78°,41, où il entre en ébullition.

Sa densité à 17°,88, est de 0,79235, suivant M. Gay-Lussac.

Il est incolore.

Il conduit mal l'électricité.

A l'état de vapeur.

La densité de sa vapeur est de 1,613; ce qui est, suivant M. Gay-Lussac, la somme des densités de la vapeur d'eau et de l'hydrogène bicarboné.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où l'alcool ne s'altère pas.*

Il dissout de petites quantités de soufre et de phosphore, surtout à la température de 60 à 75°.

Exposé à l'air, une partie se réduit en vapeur, et l'autre attire l'humidité de l'air; si l'exposition est prolongée, tout s'évapore.

L'alcool s'unit à l'eau en toutes proportions; de la chaleur se dégage; le volume du mixte est moindre que celui des liquides qui se sont unis. Par conséquent, la densité des alcools faibles est plus grande que celle de l'alcool concentré.

M. Thillaye a vu que si, au lieu de mêler de l'alcool concentré à l'eau, on y mêle de l'alcool très-étendu, par exemple, des alcools d'une densité de 0,9465 au moins, il y a raréfaction, quoiqu'il se dégage de la chaleur.

100 mesures d'alcool d'une densité de 0,840 à 18° absorbent, suivant M. Th. de Saussure,

16,25 gaz oxigène,
4,20 — azote,
5,10 — hydrogène,
14,50 — oxide de carbone,
153,00 — oxide d'azote,

127,00 gaz hydrogène bicarboné,
186,00 — acide carbonique,
606,00 — acide hydrosulfurique,
11577,00 — acide sulfureux.

Il ne dissout guère en quantités notables que la soude et la potasse parmi les oxides salifiables.

Il dissout les acides binaires; mais quand ils sont concentrés, et surtout à chaud, l'alcool est décomposé.

Il dissout un grand nombre d'acides ternaires et les bases salifiables quaternaires.

Il dissout un certain nombre de chlorures et presque tous les sels déliquescens.

Il dissout beaucoup de principes immédiats des êtres organisés, particulièrement ceux qui sont insolubles dans l'eau et de nature grasse; c'est ce qui rend l'alcool très-précieux pour l'analyse des matières végétales et animales.

B. *Cas où l'alcool s'altère.*

L'alcool peut être distillé sans éprouver la moindre altération; mais il n'en est plus de même lorsqu'on le fait passer en vapeur dans un tube de porcelaine rouge de feu; on obtient des gaz hydrogène carboné et oxide de carbone,

de l'eau, des cristaux lamelleux mêlés d'une huile essentielle, du carbone noir.

L'alcool, chauffé avec le contact de l'air, prend feu, et produit en brûlant de l'eau et de l'acide carbonique.

Lorsqu'un fil de platine très-fin est plongé dans un mélange d'air et de vapeur d'alcool, la combustion se fait lentement; cependant il se dégage assez de chaleur pour tenir le fil de platine en incandescence. Le produit principal de cette combustion est un acide très-odorant qu'on a nommé *lampique*.

Le chlore qu'on fait passer dans l'alcool est absorbé rapidement avec dégagement de chaleur; il se produit de l'acide hydrochlorique, de petites quantités d'acide carbonique et d'une matière facile à charbonner, enfin une substance d'apparence huileuse qui a été décrite sous le nom de protochlorure d'hydrogène bicarboné (TOM. 2, 19e *leçon, pag.* 7).

Le potassium et le sodium décomposent une portion de l'alcool dans lequel on les plonge; il se dégage de l'hydrogène; les métaux s'oxident, et l'alcali produit est dissous dans l'alcool indécomposé.

L'acide sulfurique a une action assez compli-

quée sur l'alcool. En chauffant parties égales de ces corps dans un appareil distillatoire, une portion de l'alcool se réduit en eau et en éther, et l'autre portion donne naissance à plusieurs produits, dont les plus remarquables sont 1° l'*acide sulfovinique*, que M. Sérullas regarde comme un composé de 1 *atome d'acide sulfurique* + 1 *atome de sulfate d'hydrogène bicarboné hydraté*, ou de 1 *atome acide sulfurique* + 1 *atome acide sulfurique uni à* 1 *atome d'éther*; 2° un composé neutre, que M. Sérullas regarde comme un *sulfate d'hydrogène bicarboné hydraté*, ou comme *un sulfate double d'éther et d'hydrogène bicarboné*, équivalant à 1 *atome d'acide sulfurique uni à* 1 *atome d'éther* + 1 *atome d'acide sulfurique uni à* 2 *atomes d'hydrogène bicarboné liquide*.

4 parties d'acide sulfurique et 1 partie d'alcool, chauffées ensemble, donnent du gaz hydrogène bicarboné.

L'alcool est converti à chaud par les acides phosphorique et arsénique en un éther identique à celui qu'on obtient avec l'acide sulfurique.

Les acides hydrochlorique, nitrique, etc., changent l'alcool en des composés qu'on a

nommés éthers, mais qui diffèrent absolument du précédent.

Il en est de même d'un grand nombre d'acides ternaires qu'on chauffe avec l'alcool et l'acide sulfurique; tous ces éthers sont distingués par le nom de l'acide ternaire qui a concouru à les préparer.

Enfin l'alcool, bouilli quelques minutes avec du nitrate de mercure ou d'argent, et de l'acide nitrique, donne naissance à des produits détonans connus aujourd'hui sous le nom de *fulminates,* et qui sont formés d'un acide qui paraît un oxacide de cyanogène, et d'oxide de mercure ou d'argent.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'alcool a une odeur forte, agréable.

Il a une saveur brûlante.

Pris en petite quantité à l'état d'eau-de-vie, c'est-à-dire étendu d'eau, il est tonique, et excite le système musculaire; pris en plus grande quantité, il produit l'ivresse; enfin, pris en excès, et surtout lorsqu'il est concentré, il donne la mort.

VI. PRÉPARATION.

Il est toujours le produit de l'art. On l'obtient

en faisant fermenter des liqueurs sucrées, qu'on soumet ensuite à la distillation. Par ce moyen, on a l'eau-de-vie, qu'on rectifie de manière à l'amener à une densité de 0,821 ou 0,816; alors on le distille doucement dans une cornue sur 3 fois son poids de chlorure de calcium pulvérisé et bien sec.

VII. USAGES.

Il est employé comme boisson, soit à l'état d'eau-de-vie, soit à l'état de *liqueurs* de table, qui sont en général des dissolutions d'alcool, d'eau, de sucre et de principes odorans.

Il entre dans la composition d'une classe de vernis qu'on appelle *vernis à l'esprit de vin.*

Il est précieux pour l'analyse comme dissolvant.

On le brûle pour se procurer une flamme très-échauffante, et qui n'a pas l'inconvénient de déposer du noir de fumée, quand toutefois la combustion s'opère convenablement.

CHAPITRE II.

ÉTHER.

I. COMPOSITION.

	en vol.		en poids.	en at.	
Oxigène	$^1/_2$	condensés en 1 vol.	21,36	1	100,00
Carbone	2		65,34	4	306,12
Hydrogène	5		13,30	10	62,40
			100,00	poids at.	468,52

ou

Eau	1	condensés en 1 vol.	24,01	1	112,48
Hyd. bicarb.	2		75,99	4	356,04
			100,00	poids at.	468,52

II. NOMENCLATURE.

Il porte généralement le nom d'*éther sulfurique*, parce qu'on se l'est d'abord procuré par l'intermède de cet acide; mais comme on a ensuite découvert qu'il est produit par la réaction des acides phosphorique et arsénique, et en outre qu'il est représenté par de l'eau et de l'hydrogène bicarboné, tandis que d'autres éthers le sont par de l'hydrogène bicarboné ou de l'éther sulfurique uni aux acides qui ont servi à les préparer, j'ai proposé, dans le Dictionnaire des sciences naturelles, de le nommer *éther hy-*

dratique; dans ces leçons, je me sers indifféremment de cette expression, et de celle plus simple d'*éther.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A. *A l'état liquide.*

Il bout à 35°,66 sous la pression de 0^{m},760° : suivant Fourcroy et Vauquelin, il se solidifie à — 43,75 : suivant Thénard, il est encore liquide à — 50°.

A 24°,77, sa densité est de 0,71192, suivant M. Gay-Lussac.

Il est incolore.

Il est mauvais conducteur de l'électricité.

B. *A l'état de vapeur.*

1 volume d'éther, pris au moment de sa vaporisation, occupe 285,9 volumes en passant à l'état élastique.

La densité de cette vapeur est 2,586, c'est-à-dire la somme de la densité de la vapeur d'eau et du double de celle de l'hydrogène bicarboné.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où l'éther ne s'altère pas.*

Il dissout le soufre et le phosphore à froid, mais lentement.

Il dissout le deutoxide d'azote en grande quantité.

Il absorbe 2,17 fois son volume de gaz acide carbonique.

Suivant M. Boullay, 30 p. d'éther en dissolvent 1 d'eau, et 14 d'eau en dissolvent 1 d'éther.

L'éther dissout la potasse, la soude hydratée et l'ammoniaque.

Il peut être disssous, sans altération, par l'acide sulfurique, pourvu qu'on s'oppose à l'élévation de la température, résultante du mélange rapide des corps.

L'acide hydrochlorique le dissout; l'eau ne sépare pas l'éther de l'acide.

L'acide acétique concentré le dissout; l'eau en sépare l'éther.

L'acide nitrique ne le dissout pas.

L'éther dissout le perchlorure de mercure.

Il dissout le perchlorure d'or.

Il s'unit à l'alcool en toutes proportions.

Il dissout en général les principes immédiats organiques qui sont avec excès de carbone et l'hydrogène.

B. *Cas où l'éther s'altère.*

La vapeur d'éther qu'on fait passer dans un

tube de porcelaine rouge de feu est décomposée.

On obtient

1° Une huile empyreumatique brune ;

2° Une sorte de goudron ;

3° Des cristaux lamelleux semblables à ceux qu'on obtient de l'alcool décomposé par la chaleur ;

4° Une très-petite quantité d'acide carbonique ;

5° Un fluide élastique, qui est probablement un mélange d'hydrogène carboné et d'oxide de carbone.

La vapeur d'éther, mêlée à l'air, s'enflamme, et peut même détoner.

Elle réduit à chaud tous les oxides qui sont réductibles par l'hydrogène carboné, et à une température basse les oxides d'or et d'argent.

L'acide nitrique chaud décompose l'éther ; il se produit de l'eau, de l'acide carbonique ; il se dégage des gaz azote et oxide d'azote, de l'acide nitreux, et il se forme, suivant M. Boullay, des acides acétique et oxalique.

Poids égaux d'acide sulfurique et d'éther, chauffés, se décomposent mutuellement, du moins en partie.

4 grammes d'éther, mis dans un flacon con-

tenant 2 litres de chlore sec, sont décomposés; il se manifeste une vapeur blanche, puis il y a inflammation et détonation produites par une formation rapide d'acide hydrochlorique et d'acide carbonique.

Le potassium et le sodium dégagent de l'hydrogène, de l'éther.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'éther a une odeur suave très-pénétrante, et une saveur très-forte.

VI. PRÉPARATION.

On met dans une cornue tubulée de l'alcool, on y verse, au moyen d'un entonnoir, un poids d'acide sulfurique hydraté à 66° égal à celui de l'alcool; on agite, puis on adapte à la cornue placée sur un bain de sable une alonge qui communique à un ballon tubulé et à pointe; à la tubulure est adapté un tube de sûreté, dont l'extrémité plonge dans l'eau; quant à la pointe du ballon, elle traverse un bouchon qui ferme un flacon servant à la fois de support au ballon, et de récipient au produit liquide de la distillation.

En chauffant doucement et graduellement, il se dégage de l'alcool, et ensuite de l'éther.

L'éther recueilli est mélangé d'acide sulfovinique, de sulfate d'hydrogène bicarboné hydraté neutre, d'alcool et d'acide sulfureux; on l'agite dans un flacon à l'émeri avec $\frac{1}{15}$ de son poids de potasse caustique à la chaux réduite en poudre. Quand il a perdu son acidité, on le décante dans un flacon, où on l'agite avec de l'eau pour en séparer l'alcool; enfin on le décante dans un troisième flacon, où l'on ajoute peu à peu du chlorure de calcium jusqu'à ce que celui-ci cesse d'être dissous par l'eau que l'éther retient; en distillant ensuite doucement l'éther, on l'obtient à l'état de pureté.

VII. USAGES.

Il est particulièrement utile dans l'analyse immédiate des matières végétales et animales, et notamment dans celle des matières colorantes. Comme l'éther conservé dans des flacons avec de l'air devient acide, il faut, pour ne pas être trompé lorsqu'on en fait usage comme réactif, s'assurer auparavant qu'évaporé spontanément à l'air dans une petite capsule, il n'y laisse pas de résidu acide ni coloré, ni huileux.

CHAPITRE III.

ÉTHAL.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène	6,51	1	100,00
Carbone	79,68	16	1224,48
Hydrogène	13,81	34	212,16
	100,00	poids at.	1536,64

ou

Eau	7,32	1	112,48
Hydrog. bicarb.	92,68	16	1424,16
	100,00	poids at.	1536,64

On voit donc que sa composition est telle, qu'il est représenté par de l'hydrogène bicarboné et $\frac{1}{8}$ de la quantité d'eau qui constitue l'alcool, et $\frac{1}{4}$ de celle qui constitue l'éther.

II. NOMENCLATURE.

C'est le rapport de composition de cette substance avec l'alcool et l'éther qui m'a fait lui donner le nom d'*éthal*, composé des deux premières syllabes des mots *éther*, et *alcool*.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, fusible à 48°, et susceptible de cristalliser en petites lames brillantes par le refroidissement.

Il est assez volatil.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est neutre aux réactifs colorés.

L'alcool d'une densité de 0,812 le dissout en toutes proportions.

Il n'éprouve aucun changement de la part des alcalis.

Il est décomposé par l'acide nitrique.

Chauffé avec le contact de l'air, il est très-inflammable.

Il est insipide et inodore.

V. PRÉPARATION.

On le prépare en saponifiant la cétine par la potasse, décomposant la masse savonneuse par l'acide hydrochlorique, traitant la matière grasse par l'eau de baryte, qui neutralise les acides margarique et oléique qui se sont formés en même temps que l'éthal; puis, appliquant l'alcool ou l'éther à la matière, l'éthal est dissous; mais il faut le dissoudre et le faire cris-

talliser plusieurs fois dans l'alcool ou l'éther froid pour l'obtenir parfaitement pur, ce qu'on reconnaît à ce qu'il se volatilise sans résidu.

VI. HISTOIRE.

Je le découvris en 1818.

B. COMPOSÉS ÉQUIVALANT A DES ACIDES + DE L'HYDROGÈNE BICARBONÉ.

CHAPITRE PREMIER.

ÉTHER HYDROCHLORIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Chlore	54,57	1 . . .	221,32
Carbone.	37,74	2 . . .	153,06
Hydrogène . . .	7,69	5 . . .	31,20
	100,00	poids at.	405,58

ou

	en vol,		en poids.	en atomes.	
Acide hydroc.	1	condensés en 1 vol.	56,11	1. .	227,56
Hydr. bicarb.	1		43,89	2. .	178,02
			100,00	poids at.	405,58

II. NOMENCLATURE.

Ether marin, éther muriatique, hydrochlorate d'hydrogène bicarboné.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A. *A l'état liquide.*

Il est liquide jusqu'à 11°, où il entre en ébullition sous la pression de 0,760.

A 5°, sa densité est de 0,874.

Il est incolore.

B. *A l'état de vapeur.*

Il a une densité de 2,229, c'est-à-dire la somme des densités du gaz acide hydrochlorique et de l'hydrogène bicarboné.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Il est neutre aux réactifs colorés.

A 18°, l'eau dissout un volume de vapeur de cet éther égal au sien.

Il est très-soluble dans l'alcool.

A froid, les acides sulfurique, nitrique et nitreux n'ont pas d'action sur lui.

A des températures inférieures à 100°, il n'est pas décomposé par la potasse, la soude et l'am-

moniaque lorsque son contact avec ces alcalis n'est que de quelques heures.

B. *Cas où il s'altère.*

Dans un tube chauffé convenablement, M. Thénard a vu qu'il est réduit en volumes égaux de gaz acide hydrochlorique et de gaz hydrogène bicarboné.

Il est très-inflammable quand sa vapeur est mêlée à l'air.

Les acides sulfurique, nitrique et nitreux concentrés et à chaud en séparent de l'acide hydrochlorique.

La potasse, la soude, l'ammoniaque à chaud le décomposent peu à peu.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une odeur analogue à celle de l'éther, mais plus forte.

Il a une saveur douce, comme sucrée.

VI. PRÉPARATION.

On le prépare en chauffant avec précaution un mélange de volumes égaux d'alcool et d'acide hydrochlorique concentrés dans une cornue qui communique, 1° à un flacon rempli d'eau à 25°; 2° à une éprouvette longue et

étroite bien sèche, qui est refroidie par un mélange de glace et de sel.

VII. HISTOIRE.

Baumé, Courtanvaux et Schéèle ont travaillé sur cet éther, mais ils ne l'avaient pas obtenu exempt de toute matière étrangère ; ce n'est que depuis les travaux de Basse, de Gehlen et de M. Thénard qu'on l'a étudié à l'état de pureté.

CHAPITRE II.

ÉTHER HYDRIODIQUE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en atomes.	
Iode. . . .	80,01	1 . . .	780,97
Carbone. .	15,86	2 . . .	153,06
Hydrogène	3,23	5 . . .	31,20
	100,00	poids at.	965,23

ou

	en vol.		en poids.	en at.	
Acide hydriodiq.	1	= 1	81,56	1 . .	787,21
Hydrog. bicarb.	1		18,44	2 . .	178,02
			100,00	poids at.	965,23

C'est par analogie que j'établis cette composition, car je ne sache pas qu'elle l'ait été par l'expérience.

II. NOMENCLATURE.

Hydriodate d'hydrogène bicarboné.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est liquide, bout de 64,5 à 64°8.

Sa densité est de 1,9206.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il n'est pas inflammable.

Gardé quelques jours dans un flacon qui contient de l'air, il se colore en rose par un peu d'iode qui est mis à nu.

Le chlore, l'acide nitrique et la potasse n'ont pas d'action sur lui, au moins au moment du contact.

Lorsqu'il traverse un tube rouge de feu, on obtient du gaz hydrogène carboné, de l'acide hydriodique très-brun, du carbone et une substance qui paraît être l'iodure d'hydrogène bicarboné.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une odeur éthérée.

VI. PRÉPARATION.

On le prépare en distillant au bain-marie un

mélange de 2 volumes d'alcool et de 1 d'acide hydriodique aqueux d'une densité de 1,700.

VII. HISTOIRE.

Il a été découvert par M. Gay-Lussac.

CHAPITRE III.

CÉTINE.

I. COMPOSITION.

Oxigène	5,48
Carbone	81,66
Hydrogène	12,86
	100,00

ou

Acide margarique + acide oléique + hydrogène bicarboné.

II. NOMENCLATURE.

Cétine vient de κῆτος, baleine, parce qu'on a retiré cette substance de l'huile de baleine.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est fusible à 49°, et volatile à des températures plus élevées.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,821 ont dissous 2,5 de cétine.

Elle s'enflamme quand elle est chauffée avec le contact de l'air.

Lorsqu'on fait digérer de 80 à 90° 1 partie de cétine, 1 partie de potasse et 2 parties d'eau, la cétine se saponifie de manière à se transformer en acide margarique, en acide oléique et en éthal ; celui-ci est formé par l'hydrogène bicarboné qui fixe de l'eau.

V. PRÉPARATION.

On la trouve dans le commerce, mais il faut la purifier en la faisant dissoudre dans l'alcool bouillant, afin qu'elle cristallise par le refroidissement : on doit répéter plusieurs fois sa dissolution et sa cristallisation.

C. COMPOSÉS ÉQUIVALANT A DES ACIDES + DE L'HYDROGÈNE BICARBONÉ + DE L'EAU, OU A DES ACIDES + DE L'ÉTHER HYDRATIQUE.

CHAPITRE PREMIER.

ÉTHER HYPONITREUX.

I. COMPOSITION.

	en poids.	Dumas et Boullay fils. en atomes.	
Oxigène. . .	42,30	4 . . .	400,00
Azote	18,72	2 . . .	177,02
Carbone. . .	32,38	4 . . .	306,12
Hydrogène .	6,60	10 . . .	62,40
	100,00	poids at.	945,54

ou

	en poids.	en atomes.	
Acide hyponitreux	50,45	1 . .	477,02
Hydrog. bicarboné	37,65	4 . .	356,04
Eau	11,90	1 . .	112,48
	100,00	poids at.	945,54

ou

Acide hyponitreux	50,45	1 . . .	477,02
Éther hydratique .	49,55	1 . . .	468,52
	100,00	poids at.	945,54

II. NOMENCLATURE.

Ether nitrique, éther nitreux, hyponitrite d'hydrogène bicarboné hydraté.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est liquide jusqu'à 21°, où il bout sous la pression de 0m.,758.

Il est plus dense que l'alcool, et moins que l'eau.

Il est jaunâtre.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est très-altérable.

En l'agitant avec 25 ou 30 parties d'eau, une petite quantité se dissout, une seconde s'évapore, et une troisième se réduit en acide nitreux et en alcool.

La potasse dissoute dans l'alcool, mise avec cet éther, le décompose; il se produit de l'hyponitrite de potasse et de l'alcool. Il est évident que 1 atome d'éther doit absorber 1 atome d'eau pour passer à l'état d'alcool.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Son odeur est plus forte que celle de l'éther hydrochlorique.

VI. PRÉPARATION.

On chauffe avec beaucoup de précaution des poids égaux d'acide nitrique à 32° et d'alcool à 36° dans une cornue qui communique à cinq flacons de Woolf, dont les quatre derniers sont remplis d'eau salée; tous plongent dans des mélanges frigorifiques; l'éther vient se condenser dans le premier flacon et dans les suivans au-dessus de l'eau salée. L'opération terminée, on réunit l'éther de tous les flacons, on le distille doucement dans une cornue communiquant à un ballon refroidi par de la glace, puis on verse le produit dans un flacon, refroidi à zéro, qui contient de la chaux caustique en poudre; quand l'éther est désacidifié, on en remplit de petits flacons qui ont été refroidis.

VII. HISTOIRE.

Navier en parla le premier en 1742. Beaucoup d'autres chimistes s'en sont occupés depuis; mais avant le travail de M. Thénard, qui date de 1806, personne ne l'avait obtenu à l'état de pureté.

CHAPITRE II.

ÉTHER ACÉTIQUE.

I. COMPOSITION.

Dumas et Boullay fils.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. .	35,98	4 . . .	400,00
Carbone. .	55,05	8 . . .	612,24
Hydrogène	8,97	16 . . .	99,84
	100,00	poids at.	1112,08

ou

	en poids.	en atomes.	
Acide acétique	57,87	1 . . .	643,56
Hyd. bicarboné	32,02	4 . . .	356,04
Eau.	10,11	1 . . .	112,48
	100,00	poids at.	1112,08

ou

Acide acétique.	57,87	1 . . .	643,56
Éther.	42,13	1 . . .	468,52
	100,00	poids at.	1112,08

II. NOMENCLATURE.

Acétate d'hydrogène bicarboné hydraté, acétate d'éther hydratique.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est liquide, et bout à 71° sous la pression de 0m.,75.

Sa densité est de 0,866.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A 15°, 14 parties d'eau en dissolvent 3 parties d'éther acétique.

L'éther acétique chauffé avec le contact de l'air prend feu; de l'acide acétique devient libre.

L'eau de potasse le réduit en acétate de potasse et en alcool; il faut donc que 1 atome d'eau se fixe à l'atome d'éther hydratique pour le convertir en alcool.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Son odeur participe de celle de l'éther hydratique et de celle de l'acide acétique.

Sa saveur est tout-à-fait particulière.

VI. PRÉPARATION.

On l'obtient en distillant 100 parties d'alcool, 63 parties d'acide acétique concentré et 17 parties d'acide sulfurique d'une densité de 1,845. Quand il est passé environ 125 parties de liquide dans le récipient, on les en retire pour les agiter avec de la potasse; il se forme deux couches de liquide; celle du fond est de l'acétate de potasse dissous dans l'eau; celle qui surnage est de l'éther pur.

VII. HISTOIRE.

Il a été découvert en 1759 par le comte de Lauraguais.

CHAPITRE III.

ÉTHER OXALIQUE.

I. COMPOSITION.

Dumas et Boullay fils

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. . .	43,40	4 . . .	400,00
Carbone. . .	49,82	6 . . .	459,18
Hydrogène.	6,78	10 . . .	62,40
	100,00	poids at.	921,58

ou

	en poids.	en atomes.	
Acide oxalique	49,16	1 . . .	453,06
Hyd. bicarboné	38,63	4 . . .	356,04
Eau.	12,21	1 . . .	112,48
	100,00	poids at.	921,58

ou

Acide oxalique	49,16	1 . . .	453,06
Éther hydratiq.	50,84	1 . . .	468,52
	100,00	poids at.	921,58

II. NOMENCLATURE.

Oxalate d'hydrogène bicarboné hydraté, éther carboneux, oxalate d'éther hydratique.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est plus dense et plus volatil que l'eau.

Il est incolore.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il est sensiblement soluble dans l'eau.

Il l'est beaucoup dans l'alcool.

Distillé avec la potasse, il est réduit en alcool et en oxalate de potasse.

La décomposition a lieu, même à froid.

Le gaz ammoniac que l'on fait arriver dans 100 parties d'éther oxalique produit un effet remarquable, observé par MM. Dumas et Boullay fils; la moitié de l'hydrogène bicarboné se retranche sur toute l'eau pour former 31,525 parties d'alcool, tandis que les 49,16 d'acide oxalique retiennent 19,315 d'hydrogène bicarboné et 11,75 d'ammoniaque, et forment ainsi un sel double, c'est-à-dire un *composé anhydre* représenté par *oxalate d'hydrogène bicarboné* + *oxalate d'ammoniaque.*

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est inodore; sa saveur est astringente.

VI. PRÉPARATION.

On dissout 30 grammes d'acide oxalique surhydraté dans 36 grammes d'alcool; on y ajoute 10 grammes d'acide sulfurique d'une densité de 1,845, et on distille jusqu'à ce qu'il passe de l'éther hydratique.

On prend le résidu qui est liquide, brun, on l'étend d'eau; il se précipite de l'éther oxalique qu'on désacidifie par l'eau de potasse.

CHAPITRE IV.

ÉTHER BENZOÏQUE.

I. COMPOSITION.

Dumas et Boullay fils.

	en poids.	en atomes.	
Oxigène. .	20,09	4 . . .	400,00
Carbone .	73,02	19 . . .	1454,07
Hydrogène	6,89	22 . . .	137,28
	100,00	poids at.	1991,35

ou

	en poids.	en atomes.	
Acide benzoïque	76,47	1 . .	1522,83
Hyd. bicarboné	17,88	4 . . .	356,04
Eau.	5,65	1 . . .	112,48
	100,00	poids at.	1991,35

ou

Acide benzoïq.	76,47	1 . .	1522,83
Éther sulfuriq.	23,53	1 . . .	468,52
	100,00	poids at.	1991,35

II. NOMENCLATURE.

Benzoate d'hydrogène bicarboné hydraté, benzoate d'éther hydratique.

III. PROPRIÉTÉS.

Il est liquide.

Il est incolore.

Il se réduit par la potasse en benzoate et en alcool.

IV. PRÉPARATION.

On distille 30 grammes d'acide benzoïque, 60 grammes d'alcool et 15 grammes d'acide hydrochlorique concentré; il se dégage de l'alcool pur, puis de l'alcool tenant de l'éther hydratique en dissolution; le résidu est en partie liquide et en partie solide; la partie liquide est formée d'alcool, d'eau, d'acides hydrochlorique et benzoïque; la partie solide est formée d'éther benzoïque uni à un excès d'acide. Après l'avoir séparé de la liqueur d'où il s'est déposé par le refroidissement, on le traite par l'eau alcalisée pour le désacidifier; alors il est liquide.

Les acides citrique, malique et formique forment avec l'alcool des éthers particuliers, mais qui n'ont point été analysés.

Les éthers citrique et malique sont fixes, et plus denses que l'eau.

La formation de l'éther formique présente cela de remarquable, qu'elle peut être opérée sans l'intermède d'un acide minéral.

D. COMPOSÉS ÉQUIVALANT A DES ACIDES + DE LA GLYCÉRINE ANHYDRE.

CHAPITRE PREMIER.

STÉARINE DE MOUTON.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en volumes.
Oxigène	9,454	1
Carbone. . . .	78,776	10,89
Hydrogène. . .	11,770	19,98
	100,000	

ou

Acide stéarique + acide margarique + acide oléique + glycérine anhydre.

II. NOMENCLATURE.

Son nom dérive de ϛεαρ, suif.

Je lui ai donné ce nom, parce que le suif lui doit ses propriétés caractéristiques.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide.

Elle se fond à 44°, et se volatilise dans le vide.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elle est insoluble dans l'eau.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,795 bouillant en dissolvent 16 de stéarine; la solution dépose de petites aiguilles en se refroidissant.

Distillée avec le contact de l'air, elle se décompose; on obtient du charbon, des gaz acide carbonique, hydrogène carboné, un principe odorant qui n'est pas acide, des huiles volatiles peu colorées, une huile brune, de l'eau, de l'acide sébacique, des acides volatils, et, en outre, suivant l'observation de M. Dupuy d'une part, et de MM. Bussy et Lecanu d'une autre part, des acides stéarique, margarique et oléique.

Traitée par l'acide sulfurique concentré, elle donne des acides stéarique, margarique, oléique, et une substance dont je parlerai plus tard sous le nom de *glycérine*. Une portion d'acide sulfurique entre en combinaison avec une portion de la matière de la stéarine.

Exposée à l'air, elle devient rance; il se développe des acides stéarique, margarique et oléi-

que, un principe de couleur orangée, un acide fixe soluble dans l'eau, une substance neutre soluble dans l'eau, un principe volatil odorant neutre, un ou deux acides volatils odorans, etc.

2 grammes de stéarine, bouillis avec 200 grammes d'acide nitrique à 32°, se décomposent en un acide cristallisable particulier, en un acide liquide d'apparence huileuse, en matière soluble dans l'eau.

4 parties de stéarine, chauffées avec 4 parties d'eau tenant 1 partie de potasse, se réduisent en acides stéarique, margarique, oléique, et en glycérine. Dans cette circonstance, la potasse s'unit aux acides, et le reste de la matière de la stéarine, en fixant de l'eau, produit de la glycérine : c'est ce changement de composition de la stéarine, déterminé par un alcali, qui porte le nom de saponification.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est insipide et inodore, ou presque inodore.

VI. ÉTAT.

Elle se trouve particulièrement dans les graisses de mouton et de bœuf; dans la cire du *myrica cerifera*, dans la *cire de la Cochinchine*.

VII. PRÉPARATION.

Elle est fondée sur ce que la stéarine est moins soluble dans l'alcool froid que l'oléine qui l'accompagne toujours.

Nous reviendrons sur cet objet lorsque nous traiterons de la préparation de l'oléine.

VIII. USAGES.

On la brûle à l'état de chandelle; et le suif est d'autant moins désagréable à brûler sous cette forme, qu'il se rapproche davantage de l'état de stéarine.

C'est la présence de cette matière dans les graisses saponifiables qui leur donne la propriété de former des savons solides.

IX. HISTOIRE.

Je la découvris en 1813, et je la fis connaître à l'Institut le 4 avril 1814.

CHAPITRE II.

STÉARINE D'HOMME.

I. COMPOSITION.

Elle est représentée par

Acide margarique + acide oléique + glycérine anhydre.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide et fusible; lorsqu'après l'avoir fondue on y plonge un thermomètre, celui-ci descend à 41°, et remonte à 49° quand elle se fige.

Elle cristallise en petites aiguilles.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elles sont tout-à-fait analogues à celles de la stéarine de mouton, sauf que la stéarine d'homme ne donne pas d'acide stéarique.

IV. ÉTAT.

Elle existe dans les graisses qui contiennent de la stéarine de mouton; elle se trouve donc dans les graisses de mouton, de bœuf, de porc.

Dans la graisse humaine, elle m'a paru n'être accompagnée que par l'oléine et un principe colorant jaune.

CHAPITRE III.

OLÉINE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en volumes.
Oxigène . . .	9,987	1
Carbone . . .	78,566	10
Hydrogène. .	11,447	17,89
	100,00	

Elle est représentée par

Acide margarique + acide oléique + glycérine anhydre.

II. NOMENCLATURE.

Son nom dérive d'*oleum,* huile : je le lui ai donné parce qu'elle a l'aspect de l'huile, et qu'elle est un des principes immédiats de la plupart de ces matières.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est encore liquide à — 4°; elle est volatile dans le vide.

Sa densité est de 0,913 à 15°.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

100 parties d'alcool d'une densité de 0,816 bouillant en dissolvent 3,2 d'oléine.

Ses propriétés chimiques ont la plus grande analogie avec celles de la stéarine d'homme, sauf que dans la saponification elle donne proportionnellement plus de glycérine, et surtout plus d'acide oléique que cette dernière.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est inodore, ou presque inodore.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans tous les corps gras qui, par la saponification, donnent de l'acide oléique, particulièrement dans les graisses d'homme et de porc, dans l'huile d'olive.

VII. PRÉPARATION.

Quand on traite une graisse formée de stéarine et d'oléine par l'alcool bouillant, qu'on décante celui-ci, on obtient par le refroidissement de très-petites aiguilles formées de stéarine et d'une proportion d'oléine plus faible que la portion qui reste en dissolution dans l'alcool.

C'est en traitant plusieurs fois par l'alcool bouillant la stéarine ainsi obtenue qu'on par-

vient à l'isoler de la plus grande partie de l'oléine qui l'accompagne; et c'est ensuite en distillant l'alcool refroidi qu'on obtient une oléine, qui, étant exposée à plusieurs reprises à des températures de plus en plus basses, laisse cristalliser de la stéarine qu'on a soin d'en séparer chaque fois.

La graisse de porc est la plus propre à se procurer l'oléine, par la raison qu'elle en contient une quantité notable, et qu'elle n'y est pas accompagnée de matières colorantes, ni de matières odorantes analogues à la phocénine, à la butirine, à l'hyrcine, et la graisse de mouton ou de bœuf est celle qu'il faut préférer pour se procurer la stéarine de mouton.

On peut encore séparer des graisses, par la pression, une partie de leur oléine à l'état liquide; mais celle-ci retient toujours de la stéarine, et d'autant plus que l'on a pressé à une température plus élevée.

VIII. USAGES.

Elle est brûlée pour l'éclairage.

C'est elle qui donne à un grand nombre d'huiles la propriété de former des savons mous quand on les traite par la potasse.

IX. HISTOIRE.

Je la découvris en même temps que la stéarine, c'est-à-dire en 1813. La description en fut lue à l'Institut le 4 avril 1814; et le 19 septembre de la même année, j'annonçai que les graisses d'homme, de femme, de mouton, de bœuf, etc. en étaient formées; que le beurre contenait en outre un principe odorant des plus remarquables. Enfin, cette même année, j'annonçai à la Société philomatique que j'avais réduit l'huile d'olive, au moyen du froid et de l'imbibition du papier, en oléine et en stéarine.

CHAPITRE IV.

PHOCÉNINE.

I. COMPOSITION.

Acide oléique + acide phocénique + glycérine anhydre.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

A 17°, elle est très-fluide.

Sa densité est de 0,954.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

L'alcool bouillant la dissout en grande quantité.

La potasse la change en acides oléique et phocénique, et en glycérine.

L'acide sulfurique concentré donne lieu à un résultat analogue.

L'air, l'action de la chaleur, mettent de l'acide phocénique en liberté.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle a une odeur qui a quelque chose d'éthéré et de l'acide phocénique.

V. ÉTAT.

On la trouve dans l'huile de dauphin, où elle accompagne l'oléine et la cétine.

VI. PRÉPARATION.

J'ai traité l'huile de dauphin, à une douce chaleur, par l'alcool d'une densité de 0,797; tout a été dissous : par le refroidissement, il s'est déposé une huile liquide, moins riche en phocénine que celle qui avait été traitée; la liqueur contenait de la phocénine et de l'oléine; on l'a distillée, et, en appliquant de l'alcool

froid au résidu, on a éliminé une portion d'oléine, celle-ci étant moins soluble que la phocénine; mais il en restait une quantité notable avec cette dernière dans la dissolution. Il est probable que si j'avais obtenu la phocénine à l'état de pureté, elle n'aurait donné, par la saponification, que de l'acide phocénique et de la glycérine.

VII. HISTOIRE.

Je la découvris en 1818.

CHAPITRE V.

BUTIRINE.

I. COMPOSITION.

Elle est représentée par

Acide oléique + acide margarique + acide butirique + acide caproïque + acide caprique + glycérine anhydre.

II. NOMENCLATURE.

Son nom est dérivé de *butyrum*, beurre, parce qu'elle est le siége de l'odeur de cette matière.

III. PROPRIÉTÉS.

Elles sont analogues, mais non identiques à celles de la phocénine.

Il paraît qu'un grand nombre de principes odorans animaux sont analogues à la phocénine et à la butirine : telle est l'hircine, que j'ai trouvée dans le suif. C'est cette substance qui, en se décomposant, donne au suif et à son savon, à la viande de mouton grillée, une odeur de bouc plus ou moins prononcée.

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES

SUR LES CORPS DU SECOND GROUPE DE LA CINQUIÈME DIVISION.

Que l'on considère les hydrates d'acides et de bases salifiables comme des sels, ou qu'on les en distingue, je pense qu'il faudra toujours étudier ces composés à l'article des acides et des bases salifiables auxquels ils se rapportent respectivement, plutôt que d'en remettre l'examen à celui des sels proprement dits. D'après cette considération, il semble qu'il eût été conséquent à la manière dont j'ai classé les matériaux de ces leçons, de traiter de l'alcool, de l'éther hydratique et de l'éthal, considérés comme trois hydrates d'hydrogène bicarboné, à l'article de ce corps (TOM. 1er, 9e *leçon, chap.* 5), au lieu d'en rejeter l'examen dans la cinquième division. J'avoue que si tous les chimistes s'accordaient à les considérer de cette manière, je n'aurais point hésité à le faire, et j'y aurais encore été engagé par la raison que l'éther, et surtout l'alcool, étant avec l'eau les dissolvans qu'on emploie le plus souvent dans les analyses chimiques, il y aurait eu un grand

avantage à en parler dès le commencement du cours; mais parce que cette manière de voir n'est point universellement admise, j'en ai été détourné à tort peut-être.

Quoi qu'il en soit, on peut justifier la place que j'ai donnée à l'alcool, à l'éther et à l'éthal par les raisons suivantes :

1° L'eau qui est unie à l'hydrogène bicarboné dans les trois composés que je viens de nommer a bien une autre influence pour en modifier les propriétés que n'en a l'eau pour modifier celles des composés binaires que nous avons étudiés dans la première division;

2° Ces trois corps ont les plus grands rapports de propriétés et de composition avec ceux du deuxième groupe que nous venons de décrire sous la désignation des lettres *B* et *C*.

De sorte que dans le cas où les rapprochemens que j'ai faits de ces corps avec les sels ne seraient pas admis, la réunion en trois groupes secondaires *A*, *B*, *C*, de l'alcool, de l'éther hydratique, de l'éthal, des éthers hydrochlorique, hydriodique, de la cétine et des éthers hyponitreux, acétique, oxalique, etc., serait toujours considérée comme très-naturelle.

Il me reste à faire remarquer combien les

corps gras saponifiables du quatrième groupe secondaire *D* ont d'analogie avec ceux des trois autres.

Comme ces derniers, ils sont neutres aux réactifs colorés, et contiennent un excès de matière inflammable formée de carbone et d'hydrogène.

Soumis à l'action d'une base salifiable énergique, leur matière se divise en deux portions bien distinctes : l'une, qui est acide, sature la base, et forme un stéarate, un oléate, un phocénate, etc., etc.; l'autre, qui ne l'est pas, en fixant de l'eau, constitue la glycérine. Les éthers du troisième groupe secondaire C se comportent d'une manière très-analogue, car, dans les mêmes circonstances, une portion de leur matière qui est acide donne naissance à un hyponitrite, à un acétate, etc., etc., tandis que l'autre portion qui ne l'est pas, en fixant de l'eau, produit de l'alcool.

L'analogie de la cétine, placée dans le deuxième groupe secondaire *B*, avec ces mêmes éthers, est évidente : la traite-t-on par la potasse, elle donne naissance à du margarate et à de l'oléate, tandis que la portion de sa matière qui excède la composition des acides margarique et oléique pro-

duit, en fixant de l'eau, non de l'alcool, mais de l'éthal qui lui est analogue, ainsi qu'à l'éther.

Enfin, j'ai fait voir que les corps gras saponifiables donnent les acides qui les caractérisent, non-seulement par la saponification, mais encore par l'action de l'oxigène, par celle de l'acide sulfurique, etc.; d'où j'ai conclu que plus il y a de circonstances diverses où un composé se résout dans les mêmes corps composés, plus on a de raison d'envisager ces derniers comme les principes immédiats du premier.

Je rapprochai non-seulement les stéarines, l'oléine, la cétine, la phocénine, la butirine et l'hircine, de l'éther hyponitreux et des éthers dits végétaux, à l'époque où l'alcool passait pour un des principes immédiats de ces derniers (*Recherches sur les corps gras d'origine animale;* Paris, chez Levrault, 1823), mais j'allai plus loin encore dans mes Considérations générales sur l'analyse organique et ses applications (Paris, Levrault, 1824), je considérai l'hydrogène bicarboné :

1° Comme un corps combustible simple, comme un métal électro-positif lorsqu'en se combinant au chlore, à l'iode, il forme un chlorure, un iodure d'hydrogène bicarboné ;

2° Comme un carbure d'hydrogène qui, en fixant des proportions définies d'eau, donne naissance à l'éthal, à l'éther et à l'alcool;

3° Comme une base salifiable qui neutralise les acides hydrochlorique et hydriodique dans les éthers de ce nom;

Et je généralisai cette vue en disant qu'on peut considérer l'éther hyponitreux et les éthers végétaux comme des composés d'un *acide* + d'*hydrogène bicarboné* + d'*eau;* en un mot, comme des sels hydratés, tandis que les éthers hydrochlorique et hydriodique peuvent l'être comme des sels anhydres;

4° Enfin je conjecturai qu'il doit y avoir dans la nature organique un grand nombre de corps analogues aux sels. Cette conjecture a été vérifiée pour l'urée, que M. Wöhler a prouvé être un cyanite d'ammoniaque (TOM. 2, *leçon* 17, *pag*. 17).

MM. Dumas et Boullay fils, dans un travail qu'ils ont présenté à l'Académie des sciences, à la fin de 1827, sont arrivés à des conclusions tout-à-fait semblables après avoir établi les faits suivans :

Les éthers hyponitreux, acétique, oxalique, benzoïque, sont représentés par les acides de

ce nom + l'éther hydratique, et non l'alcool, comme on le croyait avant eux.

L'hydrogène bicarboné doit être considéré comme une base alcaline, qui, à volume égal, produit avec les acides le même degré de saturation que le gaz ammoniac.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.



SIXIÈME DIVISION.



DES COMPOSÉS DÉFINIS TERNAIRES, QUATERNAIRES, ETC., NEUTRES AUX RÉACTIFS COLORÉS, QU'ON NE PEUT CONSIDÉRER ENCORE COMME DES COMPOSÉS IMMÉDIATS, SOIT D'UN COMBURANT SIMPLE OU COMPOSÉ UNI A UN COMBUSTIBLE COMPOSÉ OU SIMPLE, SOIT DE DEUX COMPOSÉS, DONT L'UN FAIT FONCTION D'ACIDE, ET L'AUTRE FAIT FONCTION D'ALCALI.

VINGT-HUITIÈME LEÇON.

INTRODUCTION.

Les espèces comprises dans cette division sont ternaires, quaternaires et quinternaires; il est probable qu'en les étudiant davantage elles entreront dans les 2e et 5e divisions, c'est-à-dire qu'on reconnaîtra qu'elles sont formées d'un comburant simple ou composé uni avec un combustible composé ou simple, ou enfin qu'elles sont les résultats de l'union de deux corps composés, dont l'un fait fonction d'acide et l'autre de base salifiable.

Cette division comprend trois sous-divisions:

La première renferme des composés ternaires formés de

Oxigène,
Carbone,
Hydrogène.

PREMIÈRE SECTION.

Principes équivalant à eau + carbone.

Tels sont la gomme arabique pure ou arabine, le ligneux.

DEUXIÈME SECTION.

Principes équivalant à eau + carbone + hydrogène.

Telles sont la cholesterine, la mannite.

TROISIÈME SECTION.

Principes équivalant à eau + carbone + oxigène.

Je ne connais point encore d'espèces qui appartiennent à cette section, et il serait important de savoir s'il peut exister des principes immédiats organiques qui soient neutres, quoique contenant un excès d'oxigène.

La deuxième sous-division comprend des composés quaternaires formés de

Oxigène,
Azote,
Carbone,
Hydrogène.

La troisième sous-division, des composés quinternaires formés de

Oxigène,
Azote,
Phosphore,
Carbone,
Hydrogène.

Telle est la matière grasse du cerveau.

Malheureusement l'état de la science ne me permet pas d'assujétir à cette classification toutes les espèces qui nous restent à étudier, par la raison qu'il s'en faut de beaucoup que toutes aient été analysées, et que parmi celles qui l'ont été il y en a dont l'analyse devrait être recommencée : je suis donc forcé de m'éloigner des principes de classification que j'ai suivis dans les divisions précédentes : je classerai les espèces dont il me reste à parler en deux groupes tout-à-fait artificiels ; le premier renfermera les *espèces non colorantes,* et le second les *espèces colorantes.* Les espèces du premier groupe feront l'objet de cette leçon, et celles du second, l'objet de la leçon suivante.

PREMIER GROUPE ARTIFICIEL

DE LA SIXIÈME DIVISION.

ESPÈCES NON COLORANTES.

A. COMPOSÉS D'OXIGÈNE, DE CARBONE ET D'HYDROGÈNE.

GENRE DES SUCRES.

Dans ce genre je comprends des substances douées d'une saveur douce qui ont la propriété de se dissoudre dans l'eau, et de se convertir en acide carbonique et en alcool, quand elles sont placées dans les circonstances convenables à l'opération chimique qu'on nomme *fermentation alcoolique* ou *spiritueuse.*

CHAPITRE PREMIER.

SUCRE.

I. COMPOSITION.

	Berzelius. en poids.	en vol.
Oxigène. . . .	48,79	10
Carbone. . . .	44,81	12
Hydrogène . .	6,40	21
	100,00	

Suivant M. Berzelius, 100 p. de sucre anhydre sont unies dans le sucre cristallisé à 5,6 p. d'eau.

II. NOMENCLATURE.

Sucre cristallisable de canne, d'érable, de betterave, de châtaigne;

Ou simplement

Sucre de canne, de betterave, de châtaigne, d'érable;

Ou *sucre* proprement dit.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en prismes quadrilatères ou hexaèdres, terminés par des sommets dièdres,

quelquefois trièdres. Sa forme primitive est un prisme quadrilatère à bases rhomboïdales.

Sa densité est de 1,606.

Il est incolore, transparent, quand il est cristallisé.

Il est phosphorescent par le frottement et par le choc, même au milieu de l'eau.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

A l'air sec il n'éprouve aucun changement, mais dans une atmosphère saturée d'eau il est déliquescent.

A la température de 9°, l'eau dissout un poids de sucre égal au sien. A 99°, elle le dissout en toutes proportions.

L'eau qui est rendue visqueuse par une certaine quantité de sucre, est appelée *sirop*. Lorsqu'elle est exposée à la chaleur d'une étuve, dans des terrines où l'on a tendu des fils, elle donne des cristaux qui tapissent les parois des vases et qui s'attachent aux fils; ces cristaux sont appelés *sucre candi*.

L'alcool faible dissout très-bien le sucre; mais celui qui est concentré, même bouillant, ne le dissout que très-peu.

L'alcool à 36°, saturé de sucre à chaud, en dépose peu à peu à l'état de cristaux transparens.

Le sucre se comporte à l'égard des bases à la manière d'un acide faible; c'est pour cette raison que M. Berzelius a désigné par le nom de *saccharates* les combinaisons qu'il forme avec elles.

La potasse, en s'y combinant, masque sa saveur, mais sans la détruire, car elle reparaît dès que l'alcali est neutralisé par un acide. L'alcool n'enlève pas le sucre à l'eau de potasse.

La chaux se combine pareillement au sucre.

Il en est de même du protoxide de plomb. Suivant M. Berzelius, 100 p. de sucre forment, avec 139,6 de protoxide, un sous-saccharate dans lequel l'oxigène du sucre est à celui de la base : : 5 : 1.

50gr. de sucre tenus dans de l'eau bouillante avec 10gr. de protoxide de plomb, en ont dissous 2gr.,7, suivant M. Vogel de Munich. Cette solution, filtrée bouillante dans un flacon, dépose du saccharate de plomb sous la forme de choux-fleurs.

B. *Cas où le sucre est altéré.*

Le sucre, soumis à la distillation, donne de l'eau, de l'acide pyroacétique, une huile jaune,

une huile brune, des gaz acide carbonique et hydrogène carboné, du charbon.

Chauffé avec le contact de l'air, il prend feu : s'il est pur, il ne laisse pas de cendre.

L'acide sulfurique concentré le décompose avec rapidité, surtout à chaud. Il se forme de l'eau, de l'acide carbonique. Il se dégage des gaz hydrogène carboné et sulfureux. Le résidu est noir, acide, abondant en charbon.

L'acide nitrique à 31°, chauffé avec précaution sur le sucre, le convertit en acide oxalique. Il se forme en même temps de l'eau, de l'acide carbonique, de l'acide nitreux, de l'acide hydrocyanique.

100 parties de sucre donnent 58 p. d'acide oxalique surhydraté.

Le gaz hydrochlorique est absorbé par le sucre en poudre. Il y a décomposition.

Le sucre a une grande tendance à enlever l'oxigène à plusieurs oxides métalliques. Il suffit de faire bouillir de l'eau avec parties égales de sucre et d'acétate de deutoxide de cuivre, pour réduire le deutoxide métallique en protoxide. En opérant avec le sulfate, le précipité est du cuivre

L'eau sucrée bouillante désoxide les peroxides de mercure et de plomb.

Elle précipite du mercure, du nitrate de protoxide de ce métal.

Le teinturier ne doit pas ignorer ces faits, par la raison que les matières sucrées ont été employées pour désoxigéner l'indigo.

M. Gay-Lussac a observé que le sucre produit de l'acide oxalique lorsqu'on le chauffe de 150 à 200° environ, avec de l'hydrate de potasse en poudre.

De la fermentation alcoolique ou spiritueuse.

Le sucre qui est en contact avec la levure de bierre et l'eau, dans des circonstances convenables, manifeste des phénomènes curieux, et d'autant plus intéressans qu'on les observe encore lorsque les sucs sucrés des végétaux sont abandonnés à l'action réciproque de leurs principes immédiats dans les mêmes circonstances.

Prenez un flacon, mettez-y 17 parties d'eau et 5 parties de sucre; versez dans cette solution 1 partie de levure délayée dans trois fois son poids d'eau, puis adaptez au flacon un tube à gaz, dont l'ouverture communique sous une cloche remplie d'eau. Voici les phénomènes que vous observerez, si la température est de 15 à

25° : Au bout de quelques heures, le liquide présentera des bulles extrêmement fines, qui augmenteront progressivement de volume, et finiront par surmonter la résistance que la viscosité du liquide oppose à leur dégagement; alors elles viendront crever à sa surface. En s'ajoutant à l'air du flacon elles en augmenteront assez la tension pour que le gaz passe du flacon dans la cloche. On recueillera ainsi une assez grande quantité de gaz acide carbonique. Le dégagement est rapide pendant 12 ou 24 heures. Cela dépend au reste de la masse des matières et de la température du milieu ambiant, car la fermentation a plus d'activité à 25° qu'à 15°.

On se tromperait beaucoup si l'on croyait qu'au bout de 24 heures, lorsqu'on opère sur une masse un peu considérable, la fermentation fût achevée. Elle dure encore plusieurs jours d'une manière sensible, et se prolonge même des années; de sorte qu'il n'est pas rare de retrouver une quantité notable de sucre dans des liqueurs qu'on a abandonnées à la fermentation spiritueuse depuis un mois. Ce résultat n'a rien qui doive surprendre, puisque la nature du liquide change en même temps qu'il se

produit de l'alcool. On avait d'abord du sucre, de l'eau, et une certaine quantité de ferment; à mesure que la fermentation s'opère, la quantité du sucre diminue, et il se développe de l'alcool, qui reste pour ainsi dire en totalité dans la liqueur. Or, l'alcool a une action toute différente de celle de l'eau sur un grand nombre de principes immédiats; il suffit, pour en être convaincu, de rappeler ici l'usage du premier de ces liquides pour conserver les matières organiques qu'on y plonge; par conséquent, à mesure qu'il s'en produit, la nature chimique de la liqueur change; et quand par exemple les $\frac{8}{10}$ du sucre sont convertis en alcool, les $\frac{2}{10}$ qui restent étant dans un liquide différent de celui dans lequel étaient les $\frac{8}{10}$ qui ont fermenté, on trouve, dans la nature même de l'opération une cause qui tend à la limiter.

Théorie de la fermentation.

Nous sommes encore peu avancés sur les causes qui déterminent la transformation du sucre en acide carbonique et en alcool. Lavoisier est le premier chimiste qui ait étudié ce phénomène d'une manière précise; et après avoir fait l'analyse du sucre et de l'alcool, et

avoir pesé les produits de la fermentation, il est arrivé à cette conséquence qui est très-rapprochée de la vérité : *Que dans la fermentation le sucre se partage en deux portions;* l'une cède la plus grande partie de son oxigène à du carbone de l'autre portion, pour former de l'acide carbonique; le reste de l'oxigène de la première portion, combiné au surplus des élémens du sucre, forme l'alcool.

Mais par quelle cause s'opère cette transformation du sucre en alcool et en acide carbonique? C'est là que commencent les conjectures.

M. Thénard parla, dans un travail sur la fermentation alcoolique, de la nécessité qu'une matière azotée déterminât la rupture d'équilibre des élémens du sucre, et il admit que la levure contenait cette matière qu'il appela ferment, et qui devait se trouver dans tous les sucs des végétaux susceptibles de passer à la fermentation alcoolique. Cette matière lui parut particulièrement remarquable par son affinité pour l'oxigène, de sorte qu'en la mettant avec du sucre, elle s'emparait d'une portion de l'oxigène de cette substance, portion très-petite à la vérité, mais cependant suffisante pour rompre l'équilibre de ses élémens, et donner ainsi lieu à

la fermentation. M. Thénard fit en outre un grand nombre d'expériences pour démontrer la présence d'une matière azotée dans les sucs des plantes susceptibles de produire de l'alcool.

M. Gay-Lussac reconnut ensuite que le moût ou le suc de raisin ne peut fermenter, quoiqu'il contienne le ferment de M. Thénard et du sucre; qu'il faut nécessairement, pour la transformation de ce dernier en alcool et en acide carbonique, la présence d'une certaine quantité d'air, ou plutôt d'une quantité d'oxigène bien inférieure à celle qui serait nécessaire pour constituer tout l'acide carbonique qui se développe dans la fermentation spiritueuse.

Enfin, M. Gay-Lussac, se fondant sur ce que la composition du sucre est représentée par *acide carbonique* + *alcool* + un léger excès de *carbone*, fit remarquer que, dès que cet excès de carbone disparaissait par une cause quelconque, il était aisé de concevoir la transformation du sucre en alcool et acide carbonique.

M. Dumas, dans ces derniers temps, a étudié la fermentation alcoolique avec M. Boulay fils. Il considère le sucre anhydre comme équivalant à 2 vol. d'*acide carbonique* + 1 vol. d'*éther*. Suivant lui, il arriverait, dans la fermentation,

que l'acide carbonique se séparerait du sucre, en même temps que l'éther, fixant une quantité d'eau précisément égale à celle qu'il contient déjà, c'est-à-dire 1 vol., passerait à l'état d'alcool.

Il s'agirait de savoir si en réunissant l'acide carbonique et l'alcool obtenus de la fermentation alcoolique d'une quantité donnée de sucre anhydre, on aurait un poids qui surpasserait celui de ce corps d'une quantité égale à celle de l'eau qui est nécessaire pour transformer en alcool l'éther qui existe, suivant cette hypothèse, dans le sucre.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Le sucre a une saveur douce qui le fait rechercher de l'homme et des animaux.

VI. ÉTAT NATUREL.

Il se trouve dans la canne à sucre, la betterave, la châtaigne, la sève de l'érable, etc.

VII. EXTRACTION.

Nous ne pouvons entrer dans aucun détail à ce sujet; nous nous bornerons à dire que quand on a extrait le suc de la canne, on le fait concentrer après y avoir ajouté de la chaux. On l'écume, on le filtre, on le concentre de nou-

veau, et on le fait cristalliser; enfin on raffine le sucre cristallisé ainsi obtenu.

Quant au suc de betterave, ou le chauffe, puis on y verse un lait de chaux. On écume, on filtre, on remet sur le feu; on ajoute de l'acide sulfurique, puis du charbon animal; on le concentre, on le retire du feu, on le laisse refroidir; on le filtre, on le concentre, et on le fait cristalliser; enfin on raffine les cristaux.

VIII. USAGES.

Tout le monde sait que le sucre sert d'aliment; qu'il est employé à l'état de sirop pour conserver des fruits, etc.

CHAPITRE II.

SUCRE CRISTALLISABLE DE RAISIN.

I. COMPOSITION.

	Th. de Saussure. en poids.	en volumes.
Oxigène.	56,15	3 ½
Carbone.	36,84	3
Hydrogène	7,01	7
	100,00	

M. Dumas fait remarquer que si l'on suppose que ce sucre contienne une quantité d'eau de cristallisation, représentée par 1 volume, il restera 2 volumes d'*acide carbonique* + 2 volumes d'*alcool;* par conséquent, le sucre de raisin étant représenté par *un carbonate d'alcool*, le sucre de canne l'est par *un carbonate d'éther* (pag. 15);

Ou plus simplement,

	vol.
Le sucre de raisin est un carbonate d'hydrogène bicarboné bihydraté =	4 acide carboniq., 4 hydrog. bicarb., 2 eau;
Et le sucre de canne est un carbonate d'hydrogène bicarboné hydraté =	4 acide carboniq., 4 hydrog. bicarb., 1 eau.

II. NOMENCLATURE.

Sucre de raisin.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise, non en polyèdres, comme le sucre de canne, mais en écailles ou en petites aiguilles qui se réunissent en mamelons ou en étoiles.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Il diffère beaucoup du sucre de canne par sa solubilité, aussi ne peut-il faire comme lui un sirop avec l'eau, car, lorsque ce liquide en est

saturé à chaud, il se prend en partie par le refroidissement en petites aiguilles.

Il se moisit dans un endroit humide, où le sucre de canne ne subirait pas d'altération, il a d'ailleurs beaucoup d'autres propriétés analogues à celles de ce dernier.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il a une saveur fraîche et moins agréable que celle du sucre de canne.

Il faut, pour amener l'eau au même degré de saveur sucrée, $2\frac{1}{2}$ à 3 fois plus de sucre de raisin que de sucre de canne.

VI. ÉTAT NATUREL.

Cette espèce de sucre existe non-seulement dans le raisin, mais encore dans un grand nombre de fruits, tels que les abricots, les cerises, les groseilles.

Je l'ai trouvé dans l'urine de plusieurs diabétiques.

Il est produit par la réaction de l'acide sulfurique faible sur l'amidon, etc., et par celle du même acide sur le ligneux, lorsque toutefois celui-ci a été préalablement traité par l'acide sulfurique concentré.

CHAPITRE III.

SUCRE DES CHAMPIGNONS.

M. Braconnot a découvert dans les champignons un sucre particulier, cristallisable en prismes quadrilatères.

CHAPITRE IV.

SUCRE LIQUIDE.

I. PROPRIÉTÉS ET HISTOIRE.

Les sucres précédens sont accompagnés constamment ou presque constamment d'une espèce de sucre, qu'on n'a obtenu jusqu'ici qu'à l'état liquide, c'est-à-dire, très-probablement, en combinaison avec une certaine quantité d'eau.

Il est des fruits qui ne donnent que du sucre liquide, de sorte qu'il semble plus répandu que les sucres cristallisables; il a d'ailleurs avec eux beaucoup d'analogies.

M. Deyeux parla un des premiers du sucre liquide, sous le nom de *mucoso-sucré;* il lui attribua la propriété de fermenter spontanément. Proust le considéra comme une espèce particulière, et crut, ainsi que M. Deyeux, qu'il est susceptible de fermenter sans addition de ferment.

II. USAGES.

Le sucre liquide est employé pour faire de l'eau-de-vie, de l'alcool, et des liqueurs fermentées, pour fabriquer de l'acide oxalique.

On s'en est servi, dit-on, dans plusieurs circonstances en Angleterre pour désoxigéner l'indigo.

GENRE DES GOMMES.

Je comprends dans ce genre des substances caractérisées par les propriétés suivantes :

Elles sont insipides,

Elles sont solubles dans l'eau froide, ou susceptibles de se gonfler beaucoup en absorbant ce liquide;

Elles sont insolubles dans l'alcool;

Elles n'éprouvent pas la fermentation alcoolique.

Traitées par l'acide nitrique, elles donnent de l'acide oxalique et de l'acide saccholactique.

Aucune gomme n'a été observée à l'état de cristaux.

Il me semble, d'après des expériences faites par M. Guérin, qu'on peut distinguer deux espèces de gomme au moins, l'une que je nomme *arabine*, et l'autre que l'on peut appeler *bassorine*.

CHAPITRE PREMIER.

ARABINE.

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard.	Th. de Saussure	Berzelius. en poids.	Berzelius. en vol.
Oxigène. .	50,84	48,26	51,306	12
Carbone .	42,23	45,84	41,906	13
Hydrogène	6,93	5,46	6,788	24
Azote . . .		0,44		
	100,00	100,00	100,00	

II. PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES.

L'arabine est solide, incolore et transparente.

100 p. d'eau en dissolvent à 20° 16,27 p. sans résidu, et à 100°, 20,75 p., suivant M. Guérin.

100 p. traitées par 400 d'acide nitrique à 35°, donnent 16,88 d'acide saccholactique hydraté.

CHAPITRE II.

BASSORINE.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES.

Elle est solide, incolore, demi-transparente.

Elle est insoluble dans l'eau froide, mais elle l'absorbe en se gonflant beaucoup.

100 p. traitées par 1000 d'acide nitrique à 35°, donnent 22,61 d'acide saccholactique hydraté.

APPENDICE.

On trouve dans le commerce plusieurs sortes de gommes : les principales sont la *gomme arabique*, la *gomme du Sénégal*, la *gomme adragante*, la *gomme de Bassora*.

§ Ier.

GOMME ARABIQUE.

I. COMPOSITION IMMÉDIATE.

La gomme arabique est formée, en très-grande partie, d'arabine, d'une petite quantité d'un principe colorant, d'un acide libre, et de 0,025 à 0,03 de chaux, de magnésie, et d'oxide de fer. Suivant M. Vauquelin, la chaux paraît y être unie aux acides malique, acétique et phosphorique.

Suivant M. Guérin, 100 p. de gomme arabique perdent dans le vide-sec 16 p. d'eau.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est en morceaux arrondis, dont la grosseur varie.

Elle est incolore, ou colorée en jaune, en rouge et en brun.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

L'alcool la précipite de sa solution aqueuse.

Une solution aqueuse et bouillante de gomme arabique, alcalisée avec de l'ammoniaque, mêlée à une solution bouillante de sous-nitrate de plomb, précipite un composé formé, suivant M. Berzelius, de

Gomme. . . :	100
Protoxide de plomb . . .	62,105

La gomme précipite la silice du sous-silicate de potasse.

Elle donne à la distillation des produits semblables à ceux du sucre.

IV. ÉTAT NATUREL ET EXTRACTION.

Elle exsude du *mimosa nilotica* à l'état d'un liquide épais qui se dessèche à l'air.

V. USAGES.

Elle est alimentaire.

En médecine on la prescrit comme adoucissant, soit à l'état naturel, soit à celui de sirop ou de pastille.

Elle sert à apprêter les étoffes, entre autres

les rubans de soie; mais l'espèce de vernis qu'elle laisse à leur surface ne résiste pas à l'eau.

Elle sert à donner de la viscosité à l'eau, à épaissir les mordans qu'on emploie dans la fabrication des toiles peintes.

§ II.

GOMME DU SÉNÉGAL.

La *gomme du Sénégal* paraît identique à la gomme arabique.

§ III.

GOMME ADRAGANTE.

I. COMPOSITION IMMÉDIATE.

La *gomme adragante* est formée, suivant M. Guérin, de

Eau	11,8
Cendres	3,4
Arabine	53,7
Bassorine	31,1
	100 00

II. PROPRIÉTÉS.

Elle épaissit considérablement l'eau dans laquelle on la triture.

§ IV.

GOMME DE BASSORA.

La *gomme de Bassora* est formée, suivant M. Guérin, de

Eau.	21,50
Cendres	5,40
Arabine	11,20
Bassorine.	61,90
	100,00

§ V.

GOMME DU PAYS.

La *gomme du pays* découle du pêcher, de l'abricotier, du cerisier. Elle paraît avoir de l'analogie avec la gomme arabique; mais elle est plus colorée, et, sous ce rapport, elle ne peut être employée pour apprêter des étoffes qui doivent conserver leur blancheur; d'un autre côté, elle ne se sèche pas aussi bien que les autres.

SUCRE DE LAIT.

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard. en poids.	en volume.
Oxigène. . .	53,834	1
Carbone. . .	38,825	1
Hydrogène .	7,341	2
	100,00	

100 p. perdent dans le vide-sec 0,8 de p.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il cristallise en parallélipipèdes réguliers, terminés par des pyramides à 4 faces.

Il est incolore, transparent.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

100 p. d'eau à 20° ont dissous 8,64 p. de sucre de lait, et à 100°, 96,7 p.

Une légère torréfaction augmente sa solubilité.

L'alcool le précipite de sa solution aqueuse.

L'acide nitrique le convertit, comme les gommes, en acides oxalique et saccholactique.

100 p. de sucre de lait, traitées par 600 p. d'acide nitrique à 35°, donnent 28,62 d'acide saccholactique hydraté.

L'acide sulfurique faible le change en sucre de raisin.

Il n'est pas susceptible d'éprouver la fermentation alcoolique.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il n'a qu'une légère saveur sucrée.

V. PRÉPARATION.

On l'extrait en faisant concentrer le petit-lait convenablement pour le faire cristalliser.

AMIDON?

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard.	Th. de Saussure.	Berzelius. en poids.	Berzelius. en vol.
Oxigène. .	49,68	48,31	49,455	6
Carbone. .	43,55	45,39	43,481	7
Hydrogène	6,77	5,90	7,064	13
Azote . . .	0,00	0,40		
	100,00	100,00	100,00	

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est en globules brillans, dont le volume varie.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

L'amidon est insoluble dans l'alcool et l'éther hydratique. Seulement, quand il n'a pas été purifié, il peut céder à ces liquides une matière grasse qui l'accompagnait dans le végétal d'où il a été extrait.

Je parlerai à la fin de cet article de l'action de l'eau froide sur l'amidon. Je me bornerai à dire maintenant que quand on le fait bouillir dans ce liquide, en proportion convenable, il forme, par le refroidissement, une matière molle et demi-transparente qui est appelée *empois.*

L'iode, en s'unissant à l'amidon, forme, suivant MM. Colin et Gauthier de Claubry, une combinaison qui est noire, bleue, violette, ou incolore, suivant que la proportion de l'iode est plus ou moins forte. C'est d'après cette propriété qu'on emploie souvent l'amidon pour reconnaître l'iode, et l'iode pour reconnaître l'amidon. Mais on pourrait certainement se tromper si, après avoir observé ces indications, on ne faisait pas de nouvelles expériences pour les contrôler.

L'amidon, légèrement et également torréfié, jusqu'à ce qu'il ait pris une légère couleur

rousse, devient soluble dans l'eau froide, et susceptible de remplacer la gomme arabique dans beaucoup de cas, suivant l'observation de M. Vauquelin. Mais il ne faut pas croire qu'il ait été converti en gomme, car il ne donne pas d'acide saccholactique par l'acide nitrique, et il bleuit toujours par l'iode.

Suivant M. Berzelius, lorsqu'on réduit, au moyen de l'eau bouillante, l'amidon en gelée peu consistante, et qu'on y mêle une solution de sous-nitrate de plomb, on obtient un précipité qui est formé de

Amidon	100
Protoxide de plomb. .	38,89.

L'amidon, trituré avec un peu d'eau de potasse, absorbe sur-le-champ ce liquide, et forme une gelée épaisse.

Les acides sulfurique, hydrochlorique, médiocrement concentrés, produisent un effet analogue.

Suivant M. Th. de Saussure, si l'on prend 3 parties d'acide sulfurique et 36 parties d'eau, dans lesquelles on dissoudra à chaud 1 partie d'amidon, on obtiendra, en versant de l'alcool dans la liqueur, un précipité d'amidon et de

sulfate d'amidon. En traitant ce précipité par l'alcool pour en séparer l'acide en excès, puis par l'eau, on obtient une solution de sulfate d'amidon, qui, évaporée, donne ce composé sous la forme de cristaux.

100 parties d'amidon, jetées par portion dans 400 parties d'eau bouillante tenant 4 parties d'acide sulfurique, se changent en sucre de raisin, si on continue de faire bouillir la liqueur pendant 5 heures. Avant d'avoir éprouvé ce changement, l'amidon devient soluble dans l'eau froide comme l'est la gomme arabique; mais dans cet état il ne donne pas d'acide saccholactique.

M. Th. de Saussure a observé que l'amidon, abandonné à l'état d'empois, sous une cloche d'air atmosphérique, éprouve un tel changement, qu'une partie se change en sucre de raisin.

L'amidon, traité par l'acide nitrique, donne, comme les sucres, de l'acide oxalique sans acide saccholactique.

A la distillation, on en retire les mêmes produits que des sucres et de l'arabine.

IV. ÉTAT NATUREL.

Il est répandu dans un très-grand nombre de

végétaux; par exemple, le grain des céréales et la pomme-de-terre en contiennent beaucoup.

V. PRÉPARATION.

Lorsque l'amidon se trouve en très-grande quantité dans une matière, comme dans la pomme-de-terre, par exemple, il suffit de nettoyer celle-ci, de la râper, de la mettre sur un tamis de crin, où on l'agite avec de l'eau, pour que l'amidon, entraîné par ce liquide, passe au travers du tamis, et ensuite se dépose au fond du vase où on l'a reçu. On décante l'eau qui surnage. On le fait égoutter, puis sécher.

Lorsque l'amidon est accompagné de la matière appelée *gluten*, ainsi qu'il l'est dans le blé et l'orge, on mout ces grains, puis on met la farine dans des cuves de bois avec de l'eau, où elle ne tarde point à fermenter. Par ce moyen, l'amidon se trouve débarrassé du gluten, qui devient en partie soluble et en partie susceptible de se tenir en suspension dans l'eau qui surnage.

Le produit liquide de cette fermentation est appelé *eau sure*. On l'employait autrefois pour préparer les laines à recevoir la teinture. Elle contient, suivant M. Vauquelin, de l'acide acé-

tique, de l'acétate d'ammoniaque, de l'alcool, du phosphate de chaux, du gluten non altéré.

VI. USAGES.

L'amidon intéresse l'art de la teinture sous plusieurs rapports. Il sert à préparer l'acide oxalique. Lorsqu'on l'a rendu soluble dans l'eau, il peut remplacer la gomme arabique dans beaucoup de cas.

A l'état d'empois il sert à apprêter le linge.

Remarques sur l'amidon considéré comme espèce chimique.

M. Raspail a fait plusieurs observations intéressantes sur l'amidon; il a vu que cette substance, triturée avec de l'eau froide, est réduite en une matière soluble et en une matière qui ne l'est pas. Il considère celle-ci comme un organe qui renferme la première. Je nommerai la matière soluble *amidine,* et la matière insoluble *amidin.*

L'*amidine* est soluble dans l'eau froide.

Elle devient bleue avec l'iode.

L'*amidin* est insoluble dans l'eau froide, mais il se dissout dans l'eau bouillante.

Comme l'amidine il devient bleu avec l'iode,

soit qu'il conserve l'état solide, soit qu'il ait été dissous par l'eau bouillante.

On voit donc que l'amidine et l'amidin ont les plus grands rapports. Mais doit-on les considérer comme deux sous-espèces d'amidon, ou comme deux espèces distinctes?

C'est une question qui, pour être résolue, exige de nouvelles expériences.

En effet, si l'amidine contient les mêmes élémens que l'amidin, et s'ils y sont unies dans les mêmes proportions; si, traités par l'acide sulfurique, l'acide nitrique, on obtient de tous les deux les mêmes produits, ils devront être considérés comme des modifications d'une même matière, c'est-à-dire comme deux sous-espèces d'amidon.

Dans le cas où les différences seraient plus prononcées et porteraient sur la composition et un certain nombre des propriétés chimiques, il faudrait en faire deux espèces.

INULINE.

I. COMPOSITION.

Elle est formée

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont pas été déterminées.

II. NOMENCLATURE.

Son nom dérive d'*inula*, parce que c'est dans la racine d'*inula helenium* qu'on l'a découverte.

III. PROPRIÉTÉS.

Elle ressemble à l'amidon par son aspect.

Elle se dissout facilement dans l'eau bouillante, et s'en sépare par le refroidissement presque complètement à l'état d'une poudre blanche.

L'alcool la précipite de sa dissolution.

Elle exhale sur le charbon l'odeur du caramel.

Elle se comporte à la distillation comme la gomme arabique.

Traitée par l'acide nitrique, elle se comporte comme l'amidon, c'est-à-dire qu'elle donne de l'acide oxalique sans acide saccholactique.

IV. EXTRACTION ET HISTOIRE.

Rose père l'a obtenue en traitant la racine d'*inula helenium* par trois ou quatre fois son poids d'eau bouillante, et en recueillant sur un filtre la matière déposée par le refroidissement.

LIGNEUX.

I. COMPOSITION.

	en poids.
Oxigène	42,73
Carbone	51,45
Hydrogène	5,82
	100,00

Compositions équivalentes.

Eau	48,55
Carbone	51,45
	100,00

II. NOMENCLATURE.

Le *bois* à l'état de pureté, ou la *fibre ligneuse*.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Il est solide, d'une structure fibreuse.

Il a une tenacité remarquable.

Sa densité est plus grande que celle de l'eau. Si le bois surnage sur ce liquide, c'est qu'il contient des gaz interposés entre ses fibres.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où il ne s'altère pas.*

Il est très-hygrométrique, et peut-être est-il vrai de dire que jamais on ne l'a obtenu complètement sec.

Il est insoluble dans l'eau, même bouillante, dans l'alcool, dans l'éther.

Il est insoluble dans les eaux alcalines et acidulées.

L'eau de chlore faible ne l'altère pas.

Il se combine à plusieurs oxides, notamment à l'alumine, aux peroxides de fer, de manganèse, etc.

Il se combine avec plusieurs sels, tels que l'alun, l'acétate d'alumine.

Il y a des cas où le ligneux éprouve une diminution dans sa tenacité, sans qu'on puisse conclure, au moins aujourd'hui, qu'il ait subi une altération chimique. En effet, que le ligneux soit formé de fibres ou de *clostres* adhérens les uns aux autres, et l'on conçoit qu'une cause pourra diminuer cette adhérence sans trou-

bler l'équilibre des élémens de la matière même de ces parties; c'est ainsi qu'un fil de lin est rompu par l'effort qu'on fait en le tirant. D'une autre part, on conçoit encore que des corps, en s'unissant au ligneux, le rendront plus roide, moins flexible, et le disposeront à se déchirer.

B. *Cas où il est altéré.*

Le ligneux, exposé long-temps dans un air humide, si la température n'est pas trop basse, se couvre de moisissures, et finit par disparaître sous l'influence de l'air, de l'humidité et de la chaleur. Il se forme de l'eau et de l'acide carbonique, et une matière soluble qui peut servir à la végétation.

L'eau de chlore concentrée affaiblit peu à peu la tenacité du ligneux, et paraît à la longue l'altérer profondément dans sa nature; mais cette action n'a certainement point été suivie avec l'attention qu'elle mérite. H. Davy a attribué l'altération qu'il éprouve alors à l'action de l'acide hydrochlorique résultant de la décomposition de l'eau (TOME 1er, *leçon* 10, *pag.* 57); mais M. D. Kœchlin pense que l'acide hydrochlorique, ainsi formé, est trop faible pour pouvoir produire cet effet.

L'acide sulfurique concentré exerce sur le ligneux une action très-remarquable, dont nous allons parler d'après M. Braconnot.

Il a versé peu à peu 34gr. d'acide sulfurique concentré sur 24gr. de chiffons de toile de chanvre, qui avaient été préalablement desséchés et coupés en petits morceaux; ils étaient contenus dans un mortier. En opérant ainsi il a évité l'élévation de température, et il ne s'est point manifesté d'acide sulfureux. Le mélange broyé s'est réduit en masse mucilagineuse tenace, qui a été dissoute par l'eau, sauf 2gr.,5 de ligneux légèrement altéré.

La solution, traitée par le protoxide de plomb, puis passée à l'acide hydrosulfurique, et évaporée à sec, a laissé 21gr.,5 d'une matière douée des propriétés suivantes :

Elle a l'aspect d'une gomme, mais je ne puis lui donner ce nom, parce que l'acide nitrique ne la convertit pas en acide saccholactique.

Elle est légèrement acide au tournesol; elle contient de l'acide sulfurique, mais en combinaison avec une matière végétale, car sa solution ne précipite pas le nitrate de baryte.

L'acide nitrique la réduit en acide oxalique.

Cette matière, bouillie pendant dix heures

avec l'acide sulfurique faible, se convertit en *sucre de raisin*. Il paraît qu'une portion de la combinaison de l'acide sulfurique avec la matière végétale dont nous venons de parler est dénaturée.

100 parties de ligneux donnent 114,7 parties de sucre de raisin.

La matière soluble me paraît avoir beaucoup d'analogie avec celle qu'on obtient de l'amidon traité par l'acide sulfurique faible avant qu'il soit converti en sucre de raisin.

L'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau réduit le ligneux, à une douce chaleur, en une pâte homogène qui, délayée dans l'eau, donne une bouillie blanche semblable à l'empois. Cette bouillie, étendue d'une plus grande quantité d'eau, forme une émulsion qui dépose une substance d'apparence cristalline, laquelle représente presque tout le ligneux soumis à l'expérience, la liqueur ne retient qu'une très-petite quantité de la substance soluble dans l'eau qu'on obtient du ligneux traité par l'acide sulfurique concentré.

Le ligneux, imbibé d'acide nitrique, et exposé dans un bain d'eau bouillante jusqu'à ce qu'il se dégage du gaz nitreux, se change en

une substance blanche, insoluble dans la potasse, qui ressemble à la précédente, suivant M. Braconnot.

J'ai vu que l'acide nitrique à 45°, gardé un mois à la température de 15° à 18° sur le ligneux contenu dans une cornue, le convertit en une matière gélatineuse transparente, légèrement jaunâtre, qui, étant chauffée, devient liquide. Cette liqueur, concentrée, ne donne que de l'acide oxalique; mais la quantité est bien inférieure à celle qu'on obtiendrait d'un poids de sucre ou d'amidon égal à celui du ligneux.

L'acide hydrochlorique concentré a de l'action sur cette substance, car il perce, comme on sait, la toile sur laquelle on le répand.

Parties égales de sciure de bois et de potasse caustique humectées, chauffées dans un creuset d'argent avec le contact de l'air, se fondent, se boursoufflent, se réduisent en une matière qui se dissout pour la plus grande partie dans l'eau; cette dissolution précipite des flocons noirs par l'acide sulfurique. Suivant M. Braconnot, la fibre ligneuse, en perdant de l'eau dans cette opération, se change en *ulmine* et en acide acétique.

Ayant répété cette expérience dans une cor-

nue de verre dont le bec plongeait sous une cloche pleine de mercure, j'ai vû que, lorsque la potasse réagit sur le ligneux, il se dégage de l'hydrogène qui ne contient qu'une petite quantité d'hydrogène carboné; qu'il se forme un composé de potasse et de ligneux déshydrogéné qui a une forte action sur l'oxigène atmosphérique, car il suffit de le mettre en contact avec ce dernier pour qu'il l'absorbe, et se colore en noir, c'est-à-dire que l'*ulmine* artificielle de M. Braconnot est le résultat de l'action, non de l'alcali sur le ligneux, mais celui de l'action de l'oxigène sur le ligneux dénaturé sous l'influence de la potasse.

Le sucre, l'amidon, etc., se comportent d'une manière analogue.

M. Gay-Lussac vient d'observer que le ligneux, chauffé à 200° environ avec la potasse, se change en acide oxalique.

Lorsqu'il est soumis à la distillation, il donne de l'eau, de l'acide acétique ou pyroacétique, de l'huile empyreumatique jaune, de l'huile empyreumatique brune épaisse comme du goudron, de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, du charbon, dont la quantité s'élève de 18 à 19 parties pour 100 de ligneux.

Chauffé avec le contact de l'air, il se réduit en eau et en acide carbonique, si la combustion est complète; mais toujours une portion de matière, à l'état de fumée, échappe à la combustion. Rumford estime qu'il y a un peu plus des $\frac{2}{3}$ de la chaleur qui proviennent de la combustion du carbone, et que le reste provient de celle de l'hydrogène.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Il est insipide, inodore, et peut être digéré, suivant l'observation de M. Autenrieth, lorsqu'il a été lavé à l'eau bouillante, pulvérisé, exposé plusieurs fois à la chaleur d'un four, et enfin moulu comme le blé. Cette farine mêlée au levain aigri de farine de blé, donne une pâte qu'il ne faut que cuire pour la réduire en pain; enfin la farine de bois forme une gelée nourrissante lorsqu'on la fait bouillir dans l'eau, et qu'on laisse la liqueur se refroidir.

VI. ÉTAT NATUREL.

Dans les arbres dicotylédones, le ligneux est en fibres disposées elles-mêmes en cônes superposés qui sont presque toujours accompagnés de principes étrangers à la fibre ligneuse, tels que des principes colorans, une matière

azotée, des sels, et particulièrement de l'oxalate de chaux.

Dans les plantes textiles, etc., le ligneux est en longs filamens qui, une fois isolés des matières qui les accompagnent, constituent la *filasse :* telles sont celles du chanvre et du lin.

Le coton passe généralement pour du ligneux; il se trouve dans les capsules du cotonnier.

VII. PRÉPARATION.

Il suffit de soumettre la filasse, la pâte de papier, à l'action de l'eau, de l'alcool bouillant, de l'acide hydrochlorique, de l'eau alcalisée et de l'eau pure, pour obtenir le ligneux à l'état de pureté.

Si l'on prenait du bois coloré, il ne serait guère possible de l'obtenir parfaitement blanc sans le soumettre, non-seulement à l'action des agens précédens, mais encore à celle du chlore.

VIII. USAGES.

Le ligneux étant la base des étoffes de chanvre, de lin et de coton, intéresse la classe nombreuse des teinturiers sur fil et sur toile.

Il intéresse d'un autre côté tous les teinturiers comme matière combustible, quoiqu'au-

jourd'hui on cherche en général à le remplacer par le charbon de terre.

SUBÉRINE.

J'ai donné ce nom au tissu du liége, ou plus généralement à la substance qui constitue essentiellement l'épiderme du bouleau, du cerisier, etc., etc.

Cette substance, formée de petites utricules qui, dans l'état naturel, contiennent des matières colorantes et huileuses ou résineuses, ne s'obtient qu'après de longs traitemens par l'eau, l'alcool et l'éther, je ne dis pas absolument pure, mais enfin suffisamment isolée des matières étrangères qui l'accompagnent dans les plantes, pour qu'on puisse la considérer comme une espèce distincte de principe immédiat. En effet, on ne connaît que la *subérine* qui produise de l'acide subérique lorsqu'on la fait chauffer dans six parties d'acide nitrique à 32°; et, d'un autre côté, elle en donne une proportion d'autant plus forte, qu'elle a été soumise un plus grand nombre de fois à l'action de l'eau, de l'alcool et de l'éther, dans le digesteur distillatoire.

La subérine est, non-seulement insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, mais encore dans les eaux acidulées ou alcalisées.

L'acide nitrique la convertit en acides subérique et oxalique.

MANNITE.

I. COMPOSITION.

	Th. de Saussure. en poids.
Oxigène.	53,60
Carbone.	38,53
Hydrogène	7,87
	100,00

II. NOMENCLATURE.

Mannite dérive de *manne,* substance d'où elle a d'abord été extraite.

III. PROPRIÉTÉS.

Elle cristallise en petites aiguilles demi-transparentes, incolores, d'une saveur sucrée.

Elle est assez soluble dans l'eau froide, et davantage dans l'eau bouillante.

Elle se dissout en bien plus grande quantité

dans l'alcool bouillant que dans l'alcool froid; c'est pourquoi une solution qui en est saturée à chaud se prend presque en masse par le refroidissement.

La mannite se comporte comme le sucre avec l'acide nitrique.

Elle ne se convertit pas en alcool par la fermentation, ce qui la distingue des espèces du genre sucre.

Elle se comporte d'ailleurs comme elles à la distillation.

IV. ÉTAT NATUREL.

Elle constitue la plus grande partie de la manne.

On la trouve dans plusieurs sucs végétaux après qu'ils ont éprouvé la fermentation acéteuse.

PICROMEL.

I. COMPOSITION.

Il est formé

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont pas été déterminées.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est presque toujours à l'état sirupeux; cependant j'en ai obtenu de cristallisé en aiguilles blanches.

Il a une saveur sucrée qui n'est pas, ou que très-peu, amère quand il est pur.

Il est soluble dans l'eau, l'alcool; il ne se dissout pas, ou que très-peu, dans l'éther.

Il n'est pas susceptible de se convertir en alcool.

III. ÉTAT NATUREL.

Il existe dans la bile de la plupart des animaux.

GLYCÉRINE.

I. COMPOSITION.

	en poids.	en volumes.
Oxigène	53,28	1
Carbone	37,67	0,92
Hydrogène	9,05	2,72
	100,00	

II. NOMENCLATURE.

J'ai donné ce nom à la matière que Schéèle avait appelée *principe doux des huiles*.

III. PROPRIÉTÉS.

Elle est sous la forme d'un liquide épais, sirupeux, incolore, dont la densité est de 1,252.

Elle a une saveur douce et une légère odeur.

Elle est soluble dans l'eau et l'alcool.

Elle n'est pas susceptible de se changer en alcool.

L'acide nitrique la convertit en acide oxalique.

Soumise à la distillation, une partie se décompose à la manière des substances organiques non azotées, une autre partie se volatilise sans altération.

IV. PRÉPARATION.

Le procédé le plus simple pour l'obtenir est de saponifier la graisse de porc ou l'huile d'olive par le protoxide de plomb; il faut soumettre l'eau-mère à un courant d'acide hydrosulfurique, pour en précipiter un peu de protoxide de plomb; puis concentrer le liquide au bain-marie, et enfin l'exposer dans le vide sec.

CAMPHRE.

I. COMPOSITION.

	Th. de Saussure. en poids.
Oxigène	14,61
Carbone	74,38
Hydrogène	10,67
Azote	0,34 ?
	100,00

II. PROPRIÉTÉS.

Il est cristallisable, fusible à 175° et susceptible de bouillir à 204°.

Il est très-odorant et peu soluble dans l'eau.

Il l'est beaucoup dans l'alcool et dans l'éther.

Il l'est pareillement dans l'acide nitrique concentré. La solution, mêlé avec l'eau, le laisse précipiter.

L'acide nitrique bouillant le convertit en acide camphorique.

III. ÉTAT ET PRÉPARATION.

Il se trouve dans plusieurs végétaux.

C'est en distillant le bois du *laurus camphora* avec de l'eau, qu'on l'obtient à l'état brut au Japon, etc. : il est ensuite purifié en Europe,

où on le soumet à la distillation sèche, après l'avoir mêlé à $\frac{1}{50}$ de chaux.

CHOLESTÉRINE.

I. COMPOSITION.

	Chevreul.	
	en poids.	en vol.
Oxigène	3,025	1
Carbone	85,095	36,77
Hydrogène. . .	11,880	63,03
	100,000	

II. NOMENCLATURE.

Ce nom est tiré de χωλη, bile, et de στερεὰ, solide. Je lui ai donné ce nom parce qu'elle constitue un grand nombre de calculs biliaires humains. Elle a été appelée *adipocire*.

III. PROPRIÉTÉS.

Elle est fusible à 137°.

Elle cristallise en larges feuillets nacrés; elle se dissout dans l'alcool et l'éther bouillans.

L'acide sulfurique concentré la jaunit sur-le-champ.

L'acide nitrique la change en acide cholestérique.

Elle n'éprouve aucun changement de la part de la potasse même à chaud.

IV. PRÉPARATION.

Il suffit de traiter par l'alcool bouillant des calculs biliaires de cholestérine pour l'obtenir en cristaux par le refroidissement.

B. COMPOSÉS QUATERNAIRES DE { *oxigène, azote, carbone, hydrogène.*

GLUTEN.

I. COMPOSITION.

Le gluten est formé

D'oxigène, d'azote, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont point encore été déterminées.

II. PROPRIÉTÉS.

Il est solide. Lorsqu'il vient d'être préparé, il est élastique, opaque, d'un blanc un peu grisâtre; il doit ces propriétés à de l'eau, car, une fois qu'il a été séché, il est jaune, translucide, corné et cassant.

Il est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Ces deux derniers liquides en extraient une matière grasse qui lui est étrangère.

IV. ÉTAT NATUREL ET PRÉPARATION.

C'est la grande proportion du gluten contenu dans la farine de froment qui donne à celle-ci la propriété de former une pâte élastique. Lorsqu'on veut en extraire le gluten, on prend cette pâte, et on la malaxe doucement sous un filet d'eau, qui entraîne l'amidon et les parties solubles de la farine; le gluten reste, mais retenant un peu de matière huileuse.

M. Taddey regarde le gluten comme formé de deux substances.

FIBRINE.

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard. en poids.
Oxigène	19,685
Azote	19,934
Carbone	53,360
Hydrogène	7,021
	100,000

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La fibrine est en filamens ou en rubans qui sont blancs, opaques, très-flexibles quand elle contient de l'eau. Elle acquiert par la dessication un aspect corné, une couleur légèrement jaunâtre, et une certaine dureté.

On la regarde assez généralement comme formée de globules juxta-posés.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Si la fibrine a été extraite du sang, et qu'elle n'ait pas été dépouillée de matière grasse, elle en cède à l'alcool et à l'éther.

L'acide hydrochlorique ou l'acide sulfurique étendu de 6 parties d'eau, digérés avec elle, s'y

unissent, et forment des composés qui sont insolubles dans l'eau s'ils contiennent un excès d'acide, et qui s'y dissolvent s'ils ont perdu cet excès d'acide par un lavage préalable à l'eau froide. La fibrine paraît dégager un peu d'azote par l'action des acides.

L'acide acétique concentré la ramollit, et finit par la dissoudre, du moins à chaud.

L'acide nitrique ne la convertit pas en matière grasse; il la réduit en partie en acide oxalique et en acide carbazotique.

La potasse, la soude, la dissolvent à chaud; il se dégage de l'ammoniaque.

IV. ÉTAT NATUREL.

Elle existe dans le sang, et fait la base de la chair musculaire.

V. PRÉPARATION.

Il suffit d'agiter du sang avec une poignée de bouleau au moment où il vient d'être tiré d'un animal, pour que la fibrine s'y attache en longs filamens, qu'on lave ensuite avec de l'eau distillée : si on veut leur enlever la matière grasse que j'ai reconnue être celle du cerveau, il faut les traiter par l'alcool, après les avoir desséchés : en replongeant la fibrine dans l'eau, elle

reprend les propriétés qu'elle avait à l'état frais.

ALBUMINE.

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard. en poids.
Oxigène	23,872
Azote	15,705
Carbone	52,883
Hydrogène	7,540
	100,000

II. PROPRIÉTÉS.

L'albumine se trouve dans un assez grand nombre de liquides animaux, tels que le sang et le blanc d'œuf; elle y est dissoute par l'eau.

Dans cet état elle est visqueuse, et contient toujours quelque corps étranger.

Elle est accompagnée dans le blanc d'œuf,

1° De soude, que les uns regardent comme caustique, et les autres comme carbonatée;

2° De soufre, dont l'état de combinaison n'a pas été déterminé;

3° De chlorure de sodium;

4° D'un tissu que j'ai signalé en 1821, et qui devient sensible lorsqu'on agite un blanc d'œuf avec de l'eau.

Un des caractères du blanc d'œuf, ou plutôt de la solution d'albumine convenablement concentrée, est que, exposée à la température de 61°, elle commence à se coaguler en une matière solide qui retient entre ses particules toute l'eau qui la tenait auparavant à l'état liquide. L'albumine coagulée est d'un blanc opalin. Par l'exposition au vide ou à l'air libre, l'eau interposée se dégage, et la matière organique reste sous la forme d'une substance cornée, jaunâtre, demi-transparente, qu'il suffit de mettre dans l'eau pour lui rendre son premier aspect.

J'ai observé un fait très-remarquable, c'est que deux quantités égales d'une même albumine que l'on exposera dans le vide sec, l'une (*a*) après l'avoir fait coaguler par la chaleur, l'autre (*b*) sans lui avoir fait subir la coagulation, perdront le même poids d'eau, quoique les résidus soient si différens l'un de l'autre, que le premier reprend l'état d'albumine coagulée, et l'autre l'état d'albumine liquide par l'addition de l'eau qu'ils ont perdue.

La coagulation de l'albumine change certai-

nement l'état de combinaison du soufre, car, d'insensible qu'il était à l'odorat et à l'action de l'argent, il devient odorant, et susceptible de sulfurer ce métal; il paraît se porter sur la soude.

La solution d'albumine est précipitée par la noix de galle et le perchlorure de mercure; elle ne l'est pas par l'acétate de plomb.

Elle est précipitée par le chlore et un assez grand nombre d'acides.

M. Lassaigne a vu que si un liquide albumineux se coagule lorsqu'il est exposé au courant voltaïque, c'est que le chlore du chlorure de sodium qui se rassemble au pôle positif coagule l'albumine qui est dans sa sphère d'activité.

III. PRÉPARATION.

C'est ordinairement dans le blanc de l'œuf qu'on étudie l'albumine; mais comme il contient un tissu solide qui lui donne une viscosité que n'a pas un corps dissous dans un liquide, il faut triturer le blanc d'œuf dans un mortier de verre avec de l'eau et filtrer la solution, pour avoir l'albumine exempte de ce corps; le tissu en absorbant l'eau devient blanc : on le trouve sur le filtre.

CASÉUM.

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard. en poids.
Oxigène	11,409
Azote	21,381
Carbone	59,781
Hydrogène	7,429
	100,000

II. NOMENCLATURE ET PRÉPARATION.

On a donné ce nom à la matière azotée qui constitue le fromage, et qu'on obtient ordinairement du lait écrémé qu'on laisse *cailler* spontanément, ou qu'on coagule avec de la *présure* ou de l'acide tartrique, acétique, etc.

III. PROPRIÉTÉS.

Les propriétés qu'on a attribuées au caséum ne me semblent point assez nettement tranchées pour qu'on puisse prononcer affirmativement sur l'existence de cette matière comme espèce de principe immédiat.

Il me paraît certain que le caséum est en dissolution dans l'eau du lait, et que le beurre seul s'y trouve en suspension, et donne à ce li-

quide l'opacité qui le caractérise. Il me paraît aussi que le caséum qu'on a étudié jusqu'ici retenait toujours du beurre.

Enfin, avant d'admettre le caséum au rang des espèces, il faut, ce me semble, qu'il soit démontré qu'il jouit de propriétés qui le distinguent de l'albumine, car certainement il a avec elle les plus grands rapports.

GÉLATINE.

I. COMPOSITION.

	Gay-Lussac et Thénard. en poids.
Oxigène	27,207
Azote	16,998
Carbone	47,881
Hydrogène	7,914
	100,000

II. PROPRIÉTÉS.

Mise dans l'eau froide, elle se ramollit, se gonfle beaucoup.

Bouillie dans l'eau, elle s'y dissout; et si la solution est suffisamment concentrée, elle se prend en gelée par le refroidissement. Cette ge-

lée est pour moi une matière solide, dans laquelle l'eau, soit pure, soit contenant une matière en solution, est engagée dans cet état particulier d'union que j'ai signalé (TOM. 1er, *leçon 4, pag.* 17).

100 parties d'eau et 2 à 3 parties de gélatine bouillies ensembles se prennent en gelée par le refroidissement.

Le nitrate de protoxide de mercure est le seul sel qui précipite cette substance de sa solution aqueuse, suivant Thomson; mais le sulfate de peroxide de fer l'en précipite aussi, ainsi que M. Merimée l'a observé. Le précipité se dissout dans l'eau bouillante, et j'ai vu que l'ammoniaque, ajoutée à cette solution, n'en sépare pas, ou que très-peu, de peroxide de fer.

L'alun épaissit la solution de gélatine.

Presque toutes les matières astringentes colorées la précipitent, notamment l'infusion de noix de galle.

Le chlore la précipite en filamens qui sont élastiques quand ils contiennent de l'eau interposée. Ce précipité est regardé généralement comme une combinaison de gélatine plus ou moins altérée, de chlore et d'acide hydrochlorique.

III. ÉTAT ET PRÉPARATION.

La gélatine n'existe pas toute formée dans les animaux; elle résulte d'un changement que l'eau bouillante fait éprouver à plusieurs tissus, particulièrement à la peau, aux tendons, au tissu organique des os des mammifères, à la partie interne de la vessie natatoire des esturgeons, etc., etc.

La vessie natatoire des esturgeons donne la gélatine la plus pure.

Les tendons minces, la peau bien lavée, le tissu organique des os dont on a séparé la graisse, et ensuite les matières terreuses, par l'acide hydrochlorique faible, et qu'on a bien lavé, en donnent d'assez pure.

La colle-forte, qu'on obtient en général avec les rognures de peau, l'oreille externe des bœufs, des chevaux, des moutons, des veaux, est de la gélatine impure. Elle doit son odeur désagréable à un acide provenant de l'altération que la matière qui donne la gélatine a éprouvée. Elle contient en outre de la matière grasse; au reste, on en retrouve dans toutes celles qui ont été préparées avec des tissus non préalablement traités par l'alcool ou par l'éther.

IV. USAGES.

La gélatine, préparée avec soin, est un aliment très-nourrissant, soit qu'on la prenne en gelée, soit qu'on la prenne à l'état de bouillon, soit enfin qu'on l'associe à des fécules. Elle donne à celles-ci les qualités d'un aliment azoté.

Elle est la base de la peinture dite à la *colle*.

A l'état de colle-forte, elle est précieuse pour coller le bois, le carton, etc.

On l'a employée en teinture dans plusieurs circonstances.

MUCUS.

Il existe des fluides animaux dans lesquels on a admis généralement la présence d'un principe immédiat qu'on a apppelé *mucus*, d'après les faits suivans :

1° Ces fluides ne se coagulent pas par la chaleur, comme le font ceux qui contiennent de l'albumine;

2° Concentrés et refroidis, ils ne se prennent point en gelée, comme le fait la solution de gélatine;

3° Ils ne précipitent pas le perchlorure de mercure, comme le font les liquides albumineux;

4° Ils ne précipitent pas l'infusion de noix de galle, comme le font les solutions d'albumine et de gélatine;

5° Ils précipitent par l'acétate de plomb, qui n'agit ni sur l'albumine, ni sur la gélatine.

D'ailleurs ces fluides précipitent par le chlore, et laissent, par l'évaporation, un résidu d'apparence cornée, qui donne à la distillation tous les produits des matières animales azotées.

On voit donc que l'existence du *mucus*, envisagé comme espèce de principe immédiat, ne repose guère que sur un caractère positif, celui de précipiter l'acétate de plomb.

En considérant que les écailles de poissons, les ongles, l'épiderme, les cheveux, les crins, les poils, la laine et la soie, sont insolubles dans l'eau froide et qu'ils se fondent dans l'eau, du moins dans celle qu'on fait chauffer dans un digesteur, et que les solutions qu'on en obtient ne se prennent point en gelée par le refroidissement, on a admis que le principe azoté de ces matières est un *mucus desséché*.

J'avoue que l'existence d'un principe unique

et spécial, dans toutes les matières que je viens de nommer, ne me paraît pas démontrée, et voici pourquoi :

1° C'est que les caractères positifs du mucus, à l'état liquide, ne sont point assez nombreux, surtout lorsqu'on a égard à la soude, aux sels, etc., qui peuvent l'accompagner, et à l'influence que ces corps peuvent avoir sur les propriétés qu'on lui attribue.

2° C'est qu'on n'a point fait assez d'expériences pour comparer la matière soluble que l'on pourrait obtenir en traitant dans un digesteur la fibrine, l'albumine coagulée, avec la matière soluble qu'on obtient des ongles, des écailles, de la laine, etc., soumis au même traitement.

3° C'est que les rapports de la gélatine avec les tissus qui la donnent, quand ils sont bouillis dans l'eau, et les caractères même de la gélatine, considérée comme espèce, ne sont point assez bien fixés pour qu'on puisse les admettre comme des *faits démontrés*.

Ainsi les tissus gélatineux bouillis long-temps, ou plutôt exposés dans un digesteur à l'action de l'eau chauffée au-dessus de 100°, se dissolvent, et leur solution ne se prend plus en gelée par le refroidissement. On ignore les rapports de

cette matière soluble avec celles qu'on obtient des écailles, etc., etc., traitées de la même manière.

Le cartilage des os de poissons, et le cartilage des poissons dits *cartilagineux*, se fondent dans l'eau du digesteur, et la solution ne se prend point en gelée.

Enfin, le tissu de ce cartilage existe-t-il dans le cartilage des os des mammifères qui donnent de la gélatine? ou en est-il absolument distinct?

La gélatine ne contient-elle qu'une seule substance? ou en contient-elle deux, dont l'une paraît à l'état solide lorsqu'une solution de gélatine se prend en gelée, et dont l'autre resterait en dissolution dans l'eau, interposée entre les parties de la première?

Ces questions n'étant point résolues, il s'ensuit que la laine, la soie, ne sont point assez connues dans leur nature chimique, pour que nous puissions dire maintenant si elles diffèrent essentiellement l'une de l'autre, enfin quels sont leurs rapports avec la fibrine, l'albumine, la gélatine, etc., etc. Je me livre depuis plusieurs années à un travail qui a pour objet la solution de ces questions.

C. COMPOSÉS DE { *oxigène,* *azote,* *phosphore,* *carbone,* *hydrogène.* }

MATIÈRE GRASSE BLANCHE DU CERVEAU, OU CÉRÉBRINE.

I. COMPOSITION.

D'après une seule analyse que j'ai faite de cette substance, je la regarde comme un composé

D'oxigène, d'azote, de phosphore, de carbone et d'hydrogène;

mais je n'affirmerais pas avoir opéré sur un échantillon absolument dépouillé d'eau, quoiqu'il eût été obtenu en cristaux et exposé au vide sec.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La cérébrine cristallise en petites lames blanches très-brillantes, quand on les voit au milieu de l'alcool; mais bientôt après en être sé-

parées, elles se réduisent en une matière molle satinée, qui devient rouge par son exposition au soleil.

Elle se fond au feu, mais elle noircit à une température qui ne colore pas la stéarine et l'oléine.

Elle tache le papier comme le font les huiles ordinaires.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

Elle se délaie dans l'eau, et forme une émulsion blanche.

20 parties d'alcool bouillant en dissolvent 1 partie. Par le refroidissement, la cérébrine cristallise presque en totalité.

Elle est soluble dans l'éther.

Elle ne se saponifie pas quand on la fait bouillir long-temps avec l'eau de potasse, ce qui est un caractère remarquable.

B. *Cas où elle s'altère.*

Lorsqu'on la brûle au contact de l'air, on obtient un charbon qui contient du phosphore, ainsi que M. Vauquelin l'a reconnu le premier.

Si on la distille, on en obtient une quantité très-sensible d'ammoniaque, ainsi que je l'ai observé.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle a une légère odeur et une faible saveur.

V. ÉTAT NATUREL.

On l'a trouvée dans tous les cerveaux des mammifères qui ont été analysés.

J'ai découvert que c'est elle qui constitue la matière grasse que plusieurs chimistes disaient exister dans le sang des mammifères.

VI. PRÉPARATION.

C'est en traitant les cerveaux de bœuf, de mouton, etc., avec l'alcool bouillant, à plusieurs reprises, que l'on obtient, par le refroidissement, des cristaux de cérébrine mêlés de flocons d'albumine. C'est ensuite en faisant bouillir le précipité dans l'alcool, et filtrant, qu'on se procure de la cérébrine suffisamment purifiée pour qu'on puisse en étudier les propriétés principales.

On n'obtient pas la totalité de la cérébrine du cerveau à l'état de cristaux blancs; il en reste

une quantité notable dans l'alcool refroidi, qu'on peut en séparer par la concentration, mais cette portion a une couleur rougeâtre, dont on ne connaît pas la cause

VINGT-NEUVIÈME LEÇON.

DEUXIÈME GROUPE ARTIFICIEL
DE LA SIXIÈME DIVISION.

ESPÈCES COLORANTES.

Une seule espèce colorante a été analysée, c'est l'indigotine. On l'a trouvée formée d'oxigène, d'azote, de carbone et d'hydrogène. L'hématine, ainsi que l'hématosine, principe colorant du sang, paraissent composées des mêmes élémens, du moins à en juger par les produits qu'elles donnent à la distillation ; quant aux autres espèces, elles paraissent l'être d'oxigène, de carbone et d'hydrogène.

Nous étudierons d'abord les espèces qui contiennent de l'azote, par la raison que l'indigotine et l'hématine sont mieux connues que la plupart des autres principes colorans.

INDIGOTINE.

I. NOMENCLATURE.

On se tromperait beaucoup de croire que toute la matière des indigos du commerce est propre à la teinture en bleu, car il n'y en a que la moitié au plus dans ceux de première qualité. Dès lors il faut, pour prévenir toute confusion, distinguer le principe pur par un nom particulier de la matière où il est à l'état de mélange ou de combinaison indéfinie; je le nommerai *indigotine*.

L'indigotine se présente à nous dans deux états très-différens de composition élémentaire et de propriétés; et, à cet égard, il y a peu de substances aussi curieuses parmi celles que nous fournissent les êtres organisés : elle peut être d'un bleu violet ou absolument incolore; dans chacun de ces états, elle manifeste des propriétés qui la distinguent de la manière la plus tranchée de tous les corps connus; et, ce qu'il y a de remarquable, c'est qu'on peut à volonté la faire passer d'un de ces états à l'autre sans en altérer la nature essentielle.

On s'accorde généralement aujourd'hui à considérer l'indigotine d'un bleu violet comme devant sa couleur à de l'oxigène; de sorte que, si l'indigotine à l'état incolore était dépourvue de cet élément, elle serait, lorsqu'elle devient bleue, dans le cas d'un métal qui s'oxide, tandis que l'indigotine à l'état bleue, venant à se décolorer, serait dans le cas d'un oxide métallique qui se vivifie.

Je désignerai l'indigotine bleue par la simple dénomination d'*indigotine*, et celle qui est sans couleur, par la dénomination d'*indigotine incolore*, d'*indigotine blanche* ou *désoxigénée*.

§ Ier.

INDIGOTINE.

I. COMPOSITION.

	Leroyer et Dumas.
Oxigène	10,43
Azote	13,81
Carbone	73,26
Hydrogène	2,50
	100,00

Cette analyse a été faite sur l'indigotine sublimée.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

L'indigotine est en poudre d'un bleu violet ou en aiguilles cuivrées douées de l'éclat métallique.

Exposée à la chaleur, elle se fond et se volatilise sous la forme d'une belle vapeur pourpre qui se condense en aiguilles. La température nécessaire pour la faire bouillir, c'est-à-dire pour lui donner une tension égale à la pression atmosphérique, étant très-rapprochée de celle où elle se décompose, il s'ensuit que si on la distille dans une cornue, on en décomposera toujours une quantité plus ou moins considérable.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où l'indigotine n'éprouve aucune altération.*

L'indigotine est neutre aux réactifs colorés.

L'eau n'a aucune action sur elle.

Il en est de même de l'alcool et de l'éther hydratique à froid ; à chaud, et surtout dans le *digesteur distillatoire* (TOM. 1er, *leçon* 4, *pag.* 7), l'alcool en dissout assez pour se teindre en bleu. Il se décolore entièrement par le refroidissement. S'il restait violet, cela prouverait

que l'indigotine employée à faire l'expérience ne serait pas pure, qu'elle retiendrait une quantité notable d'une matière dite *résineuse* qui se trouve dans les indigos du commerce.

Les alcalis faibles ou concentrés n'ont aucune action sur elle.

Il en est de même de l'acide sulfurique faible, et des acides phosphorique, arsénique, borique, hydrochlorique, etc., faibles ou concentrés.

L'acide sulfurique hydraté d'une densité de 1,842 la dissout en présentant des phénomènes complexes que nous allons décrire d'après M. Berzelius qui les a examinés dans ces derniers temps.

Lorsqu'on met 1 partie d'indigotine et 12 parties d'acide sulfurique hydraté d'une densité de 1,842, la couleur devient jaune dans quelques parties, puis verte, et enfin l'on obtient une liqueur d'un beau bleu, sans qu'on observe de dégagement de gaz sulfureux.

Si l'on opère avec de l'acide fumant, et qu'on en mette 6 parties avec 1 partie d'indigotine, on obtient promptement une liqueur d'un rouge pourpre, sans qu'il se dégage de gaz acide sulfureux. Il ne s'en dégage pas davantage lorsque l'indigotine est exposée au contact de la vapeur

provenant de la distillation de l'acide sulfurique fumant (TOM. 1er, *leçon* 6, *pag.* 28). Seulement M. Dœbereiner a observé que la dissolution pourpre qui s'opère alors est si concentrée qu'elle se prend en masse par le refroidissement.

La dissolution d'indigotine faite avec l'acide fumant étendu d'eau, ne donne pas de précipité. Elle est bleue, comme celle qu'on a préparée avec l'acide d'une densité de 1,842.

On avait généralement considéré la dissolution sulfurique d'indigotine comme un sulfate d'indigotine, ou un acide sulfo-indigotique. M. Berzelius, qui l'a examinée dans ces derniers temps, y reconnaît trois composés :

1° Du sulfate d'indigotine, que je nommerai *acide sulfo-indigotique ;*

2° De l'hyposulfate d'indigotine, que je nommerai *acide hyposulfo-indigotique ;*

3° Du sulfate d'indigotine *modifiée*, qu'il appelle *pourpre d'indigo*, et que je nommerai *acide sulfophénicique*. M. Crum l'a décrit le premier sous le nom de *phénicine*.

L'examen de cette dissolution est trop important pour que nous n'en fassions pas l'objet d'un paragraphe spécial.

B. *Cas où l'indigotine est décolorée, sans être radicalement altérée.*

Lorsque l'indigotine est en contact avec une liqueur alcaline et une matière oxigénable, et qu'elle se trouve d'ailleurs hors de l'influence de l'air, elle perd sa couleur et forme avec l'alcali une combinaison soluble dans l'eau, qui présente un phénomène bien digne de fixer notre attention; c'est qu'elle n'a pas plutôt le contact de l'oxigène atmosphérique, qu'elle l'absorbe, et que l'indigotine, qui était tenue en dissolution par l'alcali, s'en sépare en reprenant la belle couleur pourpre cuivrée qui est propre à cette substance. Je dois d'autant plus insister sur ces faits, que le teinturier les observe tous les jours lorsqu'il fait usage des cuves à indigo.

Un des cas les plus simples où l'indigotine se décolore, est certainement celui où l'on remplit un flacon bouché à l'émeri de

Indigotine.	gr. 0,50		
Sulfate de protoxide de fer	1,83 =	$\dddot{S}$	gr. 0,530
		$\ddot{F}$	0,465
		aq	0,834
Potasse à l'alcool . .	1,60 représentant	$\ddot{Po}$	1,250
		aq	0,263
Eau	500,00		

Le mélange, abandonné à lui-même à la température ordinaire et agité de temps en temps, présente au bout de plusieurs heures un liquide d'un jaune foncé, et un dépôt d'oxide de fer, dont une partie est à l'état de peroxide. Ce liquide se recouvre, par le contact de l'air, d'une belle fleurée de couleur pourpre violette, et jouit, ainsi que je l'ai remarqué, de la propriété de précipiter de l'indigotine incolore, lorsqu'on vient à neutraliser la potasse par l'acide hydrochlorique.

Revenons maintenant à la réaction des corps que nous avons renfermés dans le flacon. On peut l'interpréter de deux manières différentes; mais, dans les deux cas, on est obligé de reconnaître que le mélange se réduit essentiellement à de la potasse, du protoxide de fer et de l'indigotine; car 0gr.,625 de potasse, en neutralisant 0gr.,531 d'acide sulfurique du sulfate de fer, forment 1gr.,155 de sulfate de potasse. Il reste donc 0gr.,625 de potasse libre, 0gr.,465 de protoxide de fer, et 0gr.,50 d'indigotine. Or, en parlant du protoxide de fer (TOM. Ier, *leçon* 14, *pag.* 66), nous avons insisté d'une manière toute particulière sur sa forte affinité pour l'oxigène.

A. Dans la première hypothèse, l'indigotine cède tout ou une portion de son oxigène au

protoxide de fer, ou à une partie seulement, et l'indigotine désoxigénée se dissout dans l'eau de potasse.

B. Dans la seconde hypothèse, l'eau est décomposée. Son oxigène se porte sur le protoxide de fer, et son hydrogène s'unit à l'indigotine pour former une espèce d'hydracide qui se combine à la potasse.

Berthollet est le premier, je crois, qui ait fait voir que les faits s'expliquaient dans ces deux hypothèses : la première a été universellement adoptée jusqu'à l'époque où le chlore a été considéré comme un corps simple. Alors M. Dœbereiner a soutenu la seconde, et il a appelé l'hydracide d'indigotine *acide isatique;* et j'avoue que cette hypothèse m'a paru plus satisfaisante que l'autre, jusqu'à l'époque où M. Berzelius et M. Liebig ont examiné d'une manière particulière l'indigotine incolore, et où ils l'ont considérée comme de l'indigotine désoxigénée. Nous nous conformerons à cette hypothèse, tout en avouant cependant qu'elle n'est pas démontrée.

Quoi qu'il en soit, le teinturier doit parfaitement comprendre ce que nous venons de dire, s'il veut se rendre un compte exact de ce qui

se passe dans la teinture en *bleu de cuve;* car, ainsi que nous le verrons dans la seconde partie du cours, toutes les cuves se réduisent à de l'indigotine plus ou moins impure, à une matière alcaline, soit la potasse, la chaux et même l'ammoniaque; à une matière oxigénable, soit minérale, comme le sulfure d'arsenic, soit organique, comme le sucre, l'amidon, la gomme, etc. Dans ce cas, on est presque toujours obligé d'élever la température pour faciliter la réaction de corps.

Le phosphore, les sulfites, les phosphites, les sulfures de potassium, de calcium, d'antimoine, etc., réduisent l'indigotine sous l'influence d'un alcali capable de la dissoudre lorsqu'elle est désoxigénée.

1 volume d'acide sulfurique concentré, et 3 à 4 volumes d'alcool dans lesquels on fait digérer de l'indigotine en vase clos, en déterminent la désoxigénation. L'indigotine désoxigénée est dissoute par l'alcool.

C. *Cas où l'indigotine est complètement décomposée.*

L'indigotine distillée s'altère en partie seulement, car nous avons vu plus haut (*p.* 4)

qu'une portion se sublime sans altération. La portion qui est altérée, dans le cas du moins où la distillation s'opère dans une cornue remplie d'air, est réduite en eau, en sous-carbonate d'ammoniaque, en un produit qui donne du bleu de Prusse avec un sel de protoxide de fer et le contact de l'air, en une huile épaisse, en gaz carbonique et en un gaz inflammable. Il reste un charbon azoté.

Si l'indigotine est distillée dans le vide, une portion se sublime en cristaux feuilletés, et une autre se réduit en huile épaisse et en charbon, mais il ne se produit ni eau, ni gaz, suivant M. Berzelius.

Cet illustre chimiste a confirmé ce que j'avais vu, que, toutes choses égales d'ailleurs, l'indigotine est d'autant plus décomposable par la chaleur, qu'elle est chauffée plus lentement.

Il suffirait de faire passer la vapeur d'indigotine dans un tube de verre chauffé à une température peu élevée au-dessus du terme de vaporisation de cette substance, pour qu'elle fût complètement altérée.

Enfin, lorsqu'on voudra s'opposer à la décomposition de l'indigotine exposée à l'action de la chaleur, il faudra présenter à la vapeur déve-

loppée le plus rapidement possible un espace suffisant où on la condensera le plus rapidement possible.

L'indigotine chauffée avec le contact de l'air se sublime en partie, l'autre partie brûle avec flamme et en produisant de l'eau et de l'acide carbonique; de l'azote est mis en liberté. Le charbon brûlé ne laisse pas de cendre.

Le chlore humide décompose l'indigotine très-rapidement, mais on a peu étudié les produits de cette décomposition.

L'iode humide ne l'altère pas, mais à l'aide de la chaleur il y a décomposition.

L'acide nitrique, très-concentré, a une action si énergique sur l'indigotine qu'il est capable de l'enflammer.

L'acide nitrique, peu concentré, exerce sur elle une action qui doit nous arrêter quelques momens, car elle est des plus curieuses : elle donne naissance aux deux amers ou acides carbazotique et indigotique dont nous avons traité (TOM. II, *leçon* 20, *pag.* 91 et 93).

Si après avoir introduit dans une cornue 4 parties d'acide nitrique à 32°, et 4 parties d'eau, et en avoir élevé la température, on y jette par portions 2 parties d'indigotine, il se

produit une vive action, beaucoup de gaz se dégage, et l'indigotine devient jaune. Si alors on retire du feu et qu'on abandonne la matière à elle-même, voici ce qu'on remarque au bout de 24 heures.

La liqueur est colorée en orangé, elle présente une *matière résinoïde* à sa surface, et une *matière jaunâtre*, qui s'est déposée par le refroidissement.

On sépare par la filtration les matières solides de la partie liquide; on passe de l'eau froide sur le filtre, puis on presse les matières qui y sont restées.

Nous allons examiner

A. Matières solides.
B. Liqueur orangée.

A. MATIÈRES SOLIDES.

On les fait bouillir dans l'eau : la *matière résinoïde* se fond, et *la matière jaunâtre* se dissout en entraînant avec elle une petite portion de la première. On retire du feu; la matière résinoïde se fige par le refroidissement, tandis que l'autre, qui est formée presque entièrement d'acide indigotique, se dépose pour la plus grande partie. On enlève la première avec une spatule, puis on jette la liqueur sur un filtre.

A. *Matière résinoïde.*

Pour la purifier il faut la faire bouillir dans l'eau, la dissoudre ensuite dans l'alcool, l'en précipiter au moyen de l'eau, faire bouillir de nouveau afin de volatiliser l'alcool, et de réunir la matière résinoïde en une seule masse.

Elle est jaune-orangé, acide et soluble dans l'eau de potasse.

A'. *Acide indigotique* ou *amer au minimum.*

Cet acide recueilli sur le filtre est coloré en orangé par de la matière résinoïde; pour le purifier on le met dans un ballon avec de l'eau et du sous-carbonate de plomb; on fait bouillir, il se forme un indigotate de protoxide de plomb soluble, et un composé insoluble de matière résinoïde et de ce même protoxide. On filtre la liqueur bouillante, puis on y ajoute de l'acide sulfurique pour en précipiter le plomb. On filtre de nouveau, et par le refroidissement la liqueur dépose de l'acide indigotique.

A''. *Liqueur séparée par la filtration de l'acide indigotique impur.*

Elle contient de l'acide indigotique et la ma-

tière qui se trouve dans la *liqueur orangée* B que nous allons examiner.

B. LIQUEUR ORANGÉE.

Cette liqueur contient de

L'acide nitrique,
L'acide indigotique,
L'acide carbazotique,
La matière résinoïde,
L'acide oxalique,
Une matière astringente que je considère comme un

composé { d'acide carbazotique,
— indigotique,
de matière résinoïde,
d'acide nitrique. }

En la faisant concentrer convenablement et refroidir, on en sépare la plus grande partie de l'acide indigotique; en faisant concentrer l'eau-mère on obtient des cristaux d'acide carbazotique, et d'acide oxalique, et la matière astringente sous la forme d'un liquide huileux.

Lorsqu'on veut se procurer l'acide carbazotique, on ajoute de l'eau de potasse à la liqueur orangée, on obtient du carbazotate que l'on purifie.

Enfin, si on voulait se procurer de l'acide carbazotique et non de l'acide indigotique, on

prendrait celui-ci, on le traiterait à chaud par l'acide nitrique, puis on l'unirait à la potasse, on ferait cristalliser la combinaison, et on en séparerait l'acide carbazotique au moyen de l'acide hydrochlorique.

La réaction de l'acide nitrique sur l'indigotine, qui donne naissance à trois matières dont l'une est d'une couleur orangée et les autres d'un jaune léger, explique comment, en appliquant sur les étoffes de laine teintes en bleu d'indigo, un acide nitrique assez faible d'ailleurs pour ne pas jaunir la laine blanche, on développe alors une couleur orangée.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

L'indigotine est insipide, inodore.

V. ÉTAT NATUREL.

Je ne l'ai trouvée dans les végétaux qu'à l'état d'indigotine désoxigénée. Cependant il est possible qu'il y en existe à l'état pourpre (Voy. *Indigotine désoxigénée, état naturel*, pag. 21).

VI. PRÉPARATION.

C'est de l'indigo du commerce qu'on extrait l'indigotine; mais pour concevoir les procédés de cette extraction, il faut connaître l'indigotine

incolore et la composition des indigos du commerce, c'est pourquoi nous n'en traiterons que dans la leçon suivante.

VII. USAGES.

L'indigotine n'est pas employée dans les arts; mais à l'état où elle se trouve dans les indigos du commerce, elle rend les plus grands services à la teinture, et, sous ce rapport, c'est une des matières colorantes les plus importantes. Comme le bleu de Prusse, elle sert aussi pour azurer le linge, et même le papier.

§ II.

INDIGOTINE BLANCHE OU INCOLORE, OU DÉSOXIGÉNÉE.

I. COMPOSITION.

Elle n'a point été déterminée d'une manière précise.

II. NOMENCLATURE.

Indigotine hydrogénée; acide isatique de Doëbereiner; *indigo réduit* de Berzelius.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide.

Je l'ai obtenue en petites grains cristallins blancs et plus denses que l'eau.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'oxigène ni ne s'altère.*

Elle n'a aucune action sur le papier de tournesol.

Elle est insoluble dans l'eau.

Elle se dissout dans l'alcool et dans l'éther. Les solutions sont jaunes. La solution éthérée, exposée à l'air, ne commence à bleuir qu'au point où la plus grande partie du dissolvant est évaporée.

Elle ne s'unit pas aux acides faibles.

Elle s'unit bien avec les alcalis, tels que l'ammoniaque, la potasse, la soude, la chaux, la baryte, la strontiane et leurs sous-carbonates, et la magnésie. Toutes ces combinaisons saturées d'indigotine sont solubles et d'une couleur jaune. On ne les connaît qu'en dissolution dans l'eau.

Un excès de chaux forme, avec l'indigotine désoxigénée, une combinaison jaune qui est presque insoluble dans l'eau.

L'indigotine désoxigénée, unie à un alcali, s'unit, par voie de double décomposition, à

l'alumine, aux protoxides de fer, d'étain, de plomb, de cobalt, de manganèse, etc. Ces composés sont insolubles.

Ceux d'alumine, des protoxides de fer, d'étain, de plomb, sont blancs. Ils bleuissent promptement à l'air.

Le composé de fer et celui de plomb ne donnent pas d'indigo par la sublimation, comme le fait celui d'étain.

Les composés de cobalt et de manganèse n'en donnent pas non plus.

Le sulfate de peroxide de fer, versé en petite quantité dans une solution alcaline d'indigotine désoxigénée, donne un précipité d'un brun noir, qui devient bleu par un excès de sulfate; alors le peroxide de fer s'abaisse au minimum, parce qu'il cède le tiers de son oxigène à l'indigotine.

Les sels de cuivre colorent en bleu sur-le-champ la solution d'indigotine désoxigénée; le cuivre passe à l'état de protoxide, et si l'acide était en excès, le métal serait complètement réduit.

B. *Cas où l'indigotine désoxigénée repasse à l'état pourpre.*

Elle devient bleue instantanément dans l'eau aérée.

Si elle a le contact de l'air, elle en absorbe l'oxigène, et passe au bleu pourpre d'autant plus rapidement qu'elle est plus divisée et plus humide. Si elle est bien séchée, l'absorption est très-lente.

Si elle est chauffée convenablement, toute l'indigotine devient bientôt d'un pourpre foncé.

L'acide sulfurique concentré fumant la dissout instantanément; la solution est pourpre. M. Berzelius pense qu'une portion d'acide cède de l'oxigène à l'indigotine, et se change ainsi en acide hyposulfurique.

L'acide nitrique, s'il n'est pas employé en excès, la fait passer au bleu.

On sait que les solutions alcalines d'indigotine désoxigénée, exposées à l'air, en attire l'oxigène, passent au vert, puis au bleu, et déposent de l'indigo oxigéné. M. Berzelius pense que la couleur verte appartient à un protoxide d'indigotine; cependant il ne serait pas impossible que la couleur verte fût un mélange du

jaune de la combinaison alcaline d'indigotine incolore et du bleu de l'indigotine oxigénée.

C. *Cas où l'indigotine désoxigénée est profondément altérée.*

Lorsqu'elle est chauffée dans le vide elle se décompose.

On obtient un peu d'eau, de l'indigotine pourpre et une assez forte quantité de charbon. Il ne se développe aucun gaz.

L'acide nitrique concentré l'altère profondément.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est inodore et insipide.

VI. ÉTAT NATUREL.

J'ai trouvé l'indigotine désoxigénée dans les feuilles du pastel *Isatis tinctoria,* et dans celles de *l'indigofera anil.* Cette dernière plante me l'a présentée, pendant le mois de janvier, dans des individus provenant de graines qui avaient été semées à Paris quelques mois auparavant.

Il est probable qu'elle existe au même état dans toutes les plantes indigofères, telles que les diverses espèces du genre *anil,* et le *nerium tinctorum.*

VII. PRÉPARATION.

Voici le procédé que M. Berzelius a suivi pour la préparer :

On se procure d'abord une solution calcaire d'indigotine désoxigénée bien transparente, en faisant un mélange d'indigotine, de chaux, de sulfate de protoxide de fer et d'eau qu'on agite et qu'on laisse reposer. On porte dans la liqueur, en évitant le contact de l'air, de l'acide acétique. On obtient des flocons blancs. Après 12 ou 24 heures de repos, lorsque le dépôt blanc d'indigotine désoxigénée est bien formé, on décante le liquide, on jette le précipité sur un filtre, on le lave avec de l'eau bouillie et refroidie dans un vase fermé. Lorsque le lavage n'est plus acide, on presse le précipité entre des papiers Joseph, et on le met dans le vide sec pour le priver d'eau.

VIII. USAGES.

L'indigotine désoxigénée en dissolution dans la potasse, la chaux ou l'ammoniaque, est la base des cuves d'indigo.

IX. HISTOIRE.

Je crois être le premier qui ait eu l'indigo-

tine désoxigénée à l'état de pureté. Je l'obtins d'un traitement des feuilles du pastel d'abord en dissolution dans l'alcool, puis en petits cristaux blancs qui devinrent pourpres à l'air (*Annales de chimie, année* 1808, tom. 68): quelques années après je la précipitai en flocons d'un blanc jaunâtre, de sa solution de potasse, au moyen de l'acide hydrochlorique (*Dictionn. des sciences naturelles,* tom. 23, *pag.* 392). En 1827, M. Berzelius et M. Liebig la préparèrent chacun de leur côté, en quantité assez grande pour faire connaître la plupart de ses propriétés.

§ III.

DISSOLUTION SULFURIQUE DE L'INDIGOTINE.

I. COMPOSITION.

La dissolution sulfurique d'indigotine est considérée par M. Berzelius, ainsi que je l'ai dit plus haut, comme une réunion de trois composés de

Sulfate d'indigotine, *ou* acide sulfo-indigotique;
D'hyposulfate d'indigotine, *ou* acide hyposulfo-indigotique;
De sulfate d'indigotine dans un état particulier, *ou* acide sulfo-phénicique.

Je désignerai souvent les deux premiers corps par la dénomination d'*acides bleus.*

Voici l'analyse de la dissolution sulfurique d'indigotine, suivant le procédé de M. Berzelius.

(*a*) On étend la dissolution de trente à cinquante fois son volume d'eau et on filtre. L'acide sulfo-phénicique reste sur le filtre. Les eaux qui servent à laver ce pourpre sont mises à part.

(*b*) Dans la dissolution étendue d'eau et filtrée (*a*), on fait digérer à une douce chaleur de la laine qui a été préalablement et successivement passée au savon, à l'eau contenant $\frac{1}{100}$ de sous-carbonate de soude et à l'eau pure. Quand elle paraît saturée de couleur, on la remplace par de nouvelle laine, et l'on épuise ainsi le bain de ses deux acides bleus. Il reste dans la liqueur l'acide sulfurique qui était en excès.

(*c*) On lave la laine colorée en bleu, jusqu'à ce qu'elle ne cède plus d'acide à l'eau. Puis on la

fait digérer avec de l'eau aiguisée de sous-carbonate d'ammoniaque. Les deux acides bleus se dissolvent en s'unissant à l'alcali volatil. On épuise ainsi la laine de sa couleur.

(*d*) On évapore à siccité la liqueur ammoniacale, à une température de 60°, on applique au résidu l'alcool d'une densité de 0,833, l'hyposulfo-indigotate d'ammoniaque se dissout à l'exclusion du sulfo-indigotate d'ammoniaque. On filtre.

(*e*) Le sulfo-indigotate d'ammoniaque, lavé à l'alcool, est dissous dans l'eau, et précipité par l'acétate de plomb, on obtient de l'acétate d'ammoniaque qui reste dans la liqueur, et un sulfo-indigotate de plomb insoluble, qu'on lave bien, et qu'on décompose par l'acide hydrosulfurique; l'indigotine est désoxigénée à la vérité, mais en faisant évaporer la liqueur à 50°, avec le contact de l'air, la réoxidation a lieu, et l'on obtient de l'acide sulfo-indigotique à l'état d'une masse d'un bleu noir.

(*f*) En mêlant la solution alcoolique d'acide hyposulfo-indigotique, avec une solution alcoolique d'acétate de plomb, il se précipite

un hyposulfo-indigotate de plomb, et on augmente le précipité en ajoutant un peu d'ammoniaque à la liqueur. En traitant ensuite le précipité par l'acide hydrosulfurique, comme le précédent, on obtient l'acide hyposulfo-indigotique.

II. PROPRIÉTÉS.

Examinons comparativement A. l'acide sulfo-indigotique, B. l'acide hyposulfo-indigotique, et ensuite C. l'acide sulfo-phénicique.

A. ACIDE SULFO-INDIGOTIQUE.	B. ACIDE HYPOSULFO-INDIGOTIQUE.
Il est d'un bleu noir;	*Idem.*
Déliquescent à l'air;	Un peu déliquescent.
Soluble dans l'eau et l'alcool.	*Idem.*
Soumis à la distillation, il donne de l'acide sulfureux, du sulfite d'ammoniaque, beaucoup d'eau, et des traces d'une huile fluide reconnaissable seulement à l'odorat.	*Idem.*
Il dissout sans effervescence de la limaille de fer ou de zinc. Le métal s'oxide aux dépens de l'indigotine. Le résultat est un sulfo-indigotate désoxigéné de protoxide de zinc ou de fer, qui devient bleu par le contact du gaz oxigène.	*Idem*, si ce n'est que le sel est un hyposulfo-indigotate.
L'acide hydrosulfurique n'en chan-	*Idem.*

ge pas la couleur après quelques heures de contact à la température ordinaire; mais si on fait chauffer à 50°, du soufre se dépose, et l'indigotine est décolorée.

Le protochlorure d'étain à chaud décolore l'indigotine de l'acide sulfo-indigotique.

Idem.

L'acide sulfo-indigotique se combine avec le charbon végétal et surtout avec le charbon animal.

Idem.

Il se combine avec la laine. Non-seulement une eau alcalisée sépare l'acide sulfo-indigotique de cette dernière, mais l'eau et l'alcool bouillant sont capables d'en dissoudre une portion.

Idem.

—

—

SULFO-INDIGOTATES.

HYPOSULFO-INDIGOTATES.

I. COMPOSITION.

Suivant M. Berzelius, la capacité de cet acide est égale à celle de l'acide sulfurique qu'il contient.

Idem.

II. PROPRIÉTÉS GÉNÉRIQUES.

Ils sont d'un bleu cuivré.

Idem.

Les sulfo-indigotates sont plus faciles à désoxigéner que l'acide sulfo-indigotique.

Idem.

Ils ne sont pas réduits par le sulfate de protoxide de fer, ni à chaud,

Idem.

ni à froid; mais en ajoutant un excès d'alcali la réduction a lieu.

Ils ont une saveur salée et un goût particulier dû à l'indigotine.

Idem.

Les sulfo-indigotates de potasse, de soude, sont insolubles dans l'alcool à 0,840.

Les hyposulfates des mêmes bases y sont solubles.

Les sulfo-indigotates sont précipités en grande partie par la base d'un sulfate ordinaire.

Ils ne le sont pour ainsi dire pas.

Les sulfo-indigotates distillés donnent un produit ammoniacal et un résidu de sulfure, si le métal de la base est susceptible d'en former un stable à la température où se fait la distillation.

III. PRÉPARATION.

On neutralise l'acide sulfo-indigotique avec les bases salifiables.

Idem.

On peut préparer les sulfo-indigotates par la voie des doubles décompositions.

SULFO-INDIGOTATE DE POTASSE.

HYPOSULFO-INDIGOTATE DE POTASSE.

I. NOMENCLATURE.

Indigo précipité de Bergman; *indigo carmin*, *indigo soluble*, *céruline*, *céruléo-sulfate*.

II. PROPRIÉTÉS.

Desséché, il a l'éclat cuivré.

Il est bien soluble dans l'eau bouillante, et se précipite en partie par le refroidissement.

Il faut 140 parties d'eau froide pour le dissoudre.

III. PRÉPARATION.

On traite la laine teinte en bleu, dans la solution sulfurique d'indigotine, par le sous-carbonate de potasse; on fait évaporer la liqueur à sec, et on dissout l'hyposulfo-indigotate au moyen de l'alcool; le résidu est le sulfo-indigotate.

En grand, on traite l'indigo par 10 parties d'acide sulfurique; au bout de vingt-quatre heures on étend la solution de dix fois son volume d'eau; on la neutralise jusqu'à un certain point par le sous-carbonate de potasse; le sulfo-indigotate de potasse se précipite avec du sulfate; on jette le tout sur un filtre, et on fait égoutter le précipité.

—

SULFO-INDIGOTATE DE SOUDE.

Il est analogue au précédent par ses propriétés.

—

HYPOSULFO-INDIGOTATE DE SOUDE.

SULFO-INDIGOTATE DE BARYTE.

Il est un peu soluble dans l'eau, surtout dans celle qui est bouillante.

Une petite quantité d'acide sulfurique ne le décompose pas.

HYPOSULFO-INDIGOTATE DE BARYTE.

SULFO-INDIGOTATE DE CHAUX.

PRÉPARATION.

On peut se le procurer en neutralisant avec du marbre la solution sulfurique d'indigotine étendue de 40 à 50 fois son volume d'eau. On filtre. On lave le résidu jusqu'à ce qu'il soit rouge.

La liqueur rapprochée, mêlée à l'alcool, laisse précipiter le sulfo-indigotate et retient l'hyposulfo-indigotate, qu'on obtient en faisant évaporer la liqueur filtrée.

HYPOSULFO-INDIGOTATE DE CHAUX.

PRÉPARATION.

Voyez ci-contre.

PROPRIÉTÉS.

Il est très-soluble dans l'eau.

SULFO-INDIGOTATE DE PROTOXIDE DE PLOMB.

PROPRIÉTÉS.

Il est d'un bleu foncé et un peu soluble dans l'eau.

HYPOSULFO-INDIGOTATE DE PLOMB.

PRÉPARATION.

On mêle des solutions alcooliques d'hyposulfo-indigotate d'ammoniaque et d'acétate de plomb. L'hyposulfo-indigotate de plomb se précipite.

—

M. Berzelius a décrit sous le nom de *vert d'indigo* et de *jaune d'indigo*, deux matières qu'il a obtenues par les procédés suivans :

VERT D'INDIGO.

On mêle de l'hydrate de chaux avec la solution alcoolique d'un hyposulfo-indigotate, jusqu'à ce que la liqueur donne un précipité vert; on filtre; on lave le précipité avec un peu d'alcool; on décompose le précipité par l'acide oxalique employé en léger excès, qu'on neutralise ensuite au moyen de la craie; on filtre; on évapore à sec.

Il reste une matière verte soluble dans l'eau,

et qui ne devient pas jaune par la chaux et le sulfate de protoxide de fer.

JAUNE D'INDIGO.

C'est le dernier produit de la décomposition de l'indigotine par les alcalis. On le prépare en dissolvant de l'hyposulfo-indigotate de chaux dans l'eau de chaux, en faisant évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle soit devenue jaune, précipitant la chaux par l'acide oxalique, évaporant à sec et traitant par l'alcool qui dissout la matière jaune.

Cette matière est neutre.

Elle est soluble dans l'eau et l'alcool; elle est azotée et mêlée d'hyposulfate de chaux.



C. ACIDE SULFO-PHÉNICIQUE, ou POURPRE D'INDIGOTINE, ou PHÉNICINE.

I. NATURE.

Cette matière paraît être, suivant M. Berzelius, dans un état intermédiaire entre celui de l'indigotine et celui de l'indigotine qui constitue l'acide sulfo-indigotique; car elle finit par dis-

paraître si l'action de l'acide sulfurique sur l'indigotine est prolongée ou aidée de la chaleur; mais ne différerait-elle pas plutôt des acides bleus par une moindre proportion d'acides?

Quoi qu'il en soit, je me suis assuré qu'elle s'applique sur la soie comme l'acide sulfo-indigotique.

II. PROPRIÉTÉS.

Elle est pourpre.

Elle est soluble dans l'eau pure, et peu soluble ou insoluble dans l'eau acidulée d'acide sulfurique.

Si, à de l'eau qui contient de l'acide sulfo-indigotique et de l'acide sulfo-phénicique, on ajoute un sel soluble dans ce liquide, il se fait un précipité pourpre qu'on peut recueillir sur un filtre et laver avec une solution de ce même sel dans laquelle il est insoluble. Ce précipité est formé d'*acide sulfo-phénicique et de la base du sel employé*. Quelle que soit cette base, le précipité a le même aspect, mais il est inégalement soluble dans l'eau.

Ainsi les sels de soude et d'ammoniaque ne précipitent l'eau que quand elle contient $\frac{1}{40}$ d'acide sulfo-phénicique.

Les sels de potasse	$\frac{1}{100}$
Les sels de magnésie	$\frac{1}{1000}$
— de zinc.	
— de cuivre.	
Le sulfate de protoxide de fer.	$\frac{1}{3000}$
L'alun.	$\frac{1}{8000}$
Le chlorure de calcium . . .	

Lorsqu'on chauffe le sulfophénicate d'ammoniaque, il se développe un gaz rouge et un sublimé, qui est ou de l'indigotine ou de l'indigotine modifiée privée d'acide (c'est-à-dire de la phénicine pure de Berzelius); il diffère de l'indigotine sublimée, en ce qu'il a quelquefois sur les bords une couleur verte semblable à celle des ailes de cantharide, et qu'il devient brun et non cuivré quand on le polit.

Les sulfophénicates des bases fixes donnent de l'acide sulfureux et du sulfite d'ammoniaque à la distillation.

Les sulfophénicates sont plus solubles dans l'alcool que dans l'eau.

Les sulfophénicates qui sont un peu solubles, arrosés avec de l'acide sulfurique hydraté concentré, et, à plus forte raison, avec de l'acide fumant, sont dissous et changés en sursulfo-indigotates.

Lorsque les sulfophénicates solubles sont trai-

tés à chaud par l'acide hydrosulfurique ou par le sulfate de protoxide de fer et la chaux, l'acide sulfo-phénicique comme l'indigotine passe au jaune, et est susceptible, en absorbant de l'oxigène, de reproduire une liqueur bleue qui donne avec un sel précipitant un sulfophénicate.

III. USAGES.

La solution sulfurique d'indigotine, ou, ce qui revient jusqu'à un certain point au même, celle de l'indigo du commerce, est employée non-seulement à teindre la laine et la soie en *bleu* et en *vert* dits *de Saxe*, parce que c'est en Saxe que l'on prépara cette dissolution et qu'on la fit servir à cet usage; mais elle l'est encore pour déterminer :

1° *Le titre du chlorure de chaux ;*

2° *Celui des peroxides de manganèse du commerce.*

Nous allons exposer la manière de procéder dans ces deux cas.

1. DÉTERMINATION DU TITRE DU CHLORURE DE CHAUX PAR LA SOLUTION SULFURIQUE D'INDIGOTINE OU D'INDIGO.

Le chlore décolorant le sulfate et l'hyposulfate d'indigotine, on a tiré parti de cette pro-

priété pour reconnaître la force ou le titre du chlore dissous dans l'eau, soit à l'état libre, soit à celui de chlorure de chaux; et nous verrons, dans la leçon prochaine, que l'on a fait servir le chlorure de chaux à déterminer jusqu'à un certain point la richesse des indigos du commerce.

Rien n'est plus simple que la première détermination; en effet, supposons que nous ayons une solution sulfurique d'indigo tellement étendue d'eau qu'elle exige, pour être exactement décolorée en opérant le plus rapidement possible, une quantité de chlore dont le volume soit $\frac{1}{10}$ du sien, il est évident qu'il suffira de déterminer combien différens échantillons de chlorure de chaux dissous dans l'eau décoloreront de volumes de cette solution sulfurique d'indigo, que nous nommerons *liqueur d'épreuve*, pour savoir les quantités de chlore contenues dans chacun de ces échantillons, puisqu'il suffira de prendre le dixième du volume de la liqueur d'épreuve que chaque échantillon aura décoloré.

Voici le procédé que M. Gay-Lussac a décrit pour arriver à ce but.

Préparation de la liqueur d'épreuve.

Après s'être procuré le meilleur indigo possible, l'avoir séché et réduit en poudre, on en pèse 1 partie que l'on met avec 9 parties d'acide sulfurique d'une densité de 1,845; on expose le mélange pendant six à huit heures à une température de 100°, puis on l'étend d'une quantité d'eau telle que 10 volumes soient décolorés par 1 volume de chlore gazeux mesuré à zéro, et sous la pression de 0^{m},760.

Il y a différens moyens de se procurer une dissolution de chlore dont le volume soit connu :

1° On peut préparer du chlore gazeux pur; en mesurer un volume, qui occupe 1 litre à zéro et à 0^{m},760, puis le dissoudre dans 1 litre d'eau contenant quelques grammes de chaux.

2° On peut, en mettant dans un petit ballon de verre B (*pl.* 3, *fig.* 10), 3^{gr},96 de peroxide de manganèse, et 24^{gr} d'acide hydrochlorique, y adaptant le tube ITT' dans lequel on a mis six à sept décilitres de lait de chaux, et chauffant doucement d'abord, puis jusqu'à l'ébullition qu'on soutient pendant quelques minutes afin d'être sûr que tout le chlore a été dégagé, obte-

nir un chlorure de chaux qui contient exactement 1 litre de chlore. En le transvasant dans le ballon B (*pl.* 3, *fig.* 3), passant dans le tube ITT′ de l'eau pour le laver, qu'on verse ensuite dans le ballon de manière à le remplir jusqu'au trait *a*, on se procure 1 litre de liquide qui contient 1 litre de chlore.

On prend de la solution sulfurique d'indigo étendue, et on voit ce qu'il faut de chlore pour la décolorer; si elle en exigeait le cinquième de son volume, il faudrait l'étendre d'un volume d'eau égal au sien, et s'assurer, par une nouvelle expérience de décoloration, que l'on n'a pas commis d'erreur.

S'il arrivait qu'on eût mis trop d'eau dans la solution sulfurique, on y ajouterait de nouvelle solution sulfurique concentrée.

Mélange de la liqueur d'épreuve et du chlorure.

On broie avec un peu d'eau 5gr de sous-chlorure de chaux dans un mortier de porcelaine ou de verre (*pl.* 3, *fig.* 4). On verse la matière délayée dans une cloche (*pl.* 3, *fig.* 11), dont la capacité jusqu'au trait *m* est de $\frac{1}{2}$ lit.; on lave le mortier avec de l'eau, et on verse le tout dans la

cloche pour avoir exactement un $\frac{1}{2}$ lit. de liquide.

On remplit de liqueur d'épreuve la burette (*pl.* 3, *fig.* 9), jusqu'à zéro; chaque degré est de 2^{cc},5 qui est subdivisé en 0^{cc},5.

On verse dans un verre (*pl.* 3, *fig.* 8) un volume de liqueur d'épreuve tel qu'il soit inférieur à celui qui peut être décoloré par une mesure de chlorure de chaux égale à 2^{cc},5.

On prend avec la pipette (*pl.* 3, *fig.* 12), qui contient 2^{cc},5, quand elle est remplie au trait *n*, 1 mesure de chlorure de chaux, et on la fait couler rapidement dans le verre. Si la liqueur d'épreuve est complètement décolorée, on en ajoute de nouvelle jusqu'à ce que le mélange ait une couleur légèrement verdâtre.

Si cette quantité n'excède pas $\frac{3}{10}$ de degré, ce qui manque de liqueur dans la burette est la mesure du titre du chlorure.

Si cette quantité excède $\frac{3}{10}$, il faut recommencer l'essai.

1 degré de chlorure vaut 10 litres par kilogramme de chlorure de chaux, par conséquent $\frac{1}{10}$ de degré vaut 1 litre.

En effet, 500 centimètres de la solution de chlorure de chaux contenant 5 grammes de sous-chlorure de chaux, supposons que 1 mesure

de cette solution égale à $2^{cc},5$ ait décoloré $7^{m},6$ ou 19^{cc} de liqueur d'épreuve,

Il est évident,

1° Que 1 mesure ou $2^{cc},5$ de chlorure de chaux représentent $0^{mes},76$ ou $1^{cc},9$ de chlore;

2° Qu'en conséquence si $2^{cc},5$ contiennent $1^{cc},9$ de chlore, 500^{cc} en contiendront 380^{cc},

D'après cette proportion,

$$2,5 : 1,9 :: 500 : X = \frac{500 \times 1,9}{2,5} = 380;$$

3° Puisque 5^{gr} de sous-chlorure de chaux représentés par 500 centimètres cubes de liqueur contiennent 380^{cc} de chlore,

Par conséquent

gr.		cc.		lit.
10	de sous-chlorure contiendront	760	ou	0,76
100	— — —	7600	ou	7,60
1000	— — —	76000	ou	76,00

Donc

1 degré de chlorure vaut 10 litres par kilogramme de sous-chlorure de chaux,

$\frac{1}{10}$ de degré vaut 1 litre par kilogramme.

2. Détermination du titre du peroxide de manganèse par la solution sulfurique d'indigotine ou d'indigo.

Nous avons décrit plus haut le petit appareil de M. Gay-Lussac (*pl.* 3, *fig.* 10), pour recueillir tout le chlore que 3gr,96 de peroxide de manganèse sont susceptibles de donner; on conçoit sans peine que l'inclinaison de la branche TT' du tube ITT', en ralentissant la marche du chlore dans le lait de chaux qui s'y trouve contenu, facilite singulièrement la solution du gaz, de sorte qu'avec un minimum de liquide, on obtient un maximum de dissolution. Maintenant qu'il s'agisse d'essayer des peroxides de manganèse, on pèsera 3gr,96 de chaque échantillon, et on recueillera dans un lait de chaux occupant moins de 1 litre, le chlore que cette quantité sera susceptible de donner.

Une fois qu'on aura recueilli le chlore de tous les échantillons, on les essaiera comparativement avec la liqueur d'épreuve; et, d'après ce qui précède, il sera facile de remonter par le volume aux quantités de chlore fournies par chaque peroxide, puisque à 10 volumes de liqueur d'épreuve correspondra 1 volume de chlore.

HÉMATINE.

I. COMPOSITION.

Elle est formée

D'oxigène, d'azote, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont point été déterminées.

II. NOMENCLATURE.

Hématine est dérivé de αἵματος, sang : cette dénomination ne lui a pas été donnée précisément à cause de l'analogie de sa couleur avec celle du sang, mais parce qu'elle est le principe colorant du bois de campêche qui porte le nom de *hæmatoxylum campechianum*, c'est-à-dire *bois de sang de campêche.*

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide. Au miscroscope elle paraît formée de petites écailles ou de globules.

Elle est plus dense que l'eau.

Sa couleur, difficile à définir, paraît être un gris rosé avec le brillant métallique.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle n'est pas altérée.*

0gr.,05 d'hématine et 75 grammes d'eau bouillante donnent une solution rouge pourpre qui devient orangée par le refroidissement. On peut reproduire cette succession de couleurs un grand nombre de fois en élevant et abaissant la température de la solution. Ces phénomènes prouvent l'influence que la chaleur peut exercer sur la couleur des corps en général, et sont analogues à ceux que nous ont présentés le soufre (TOM. 1er, *leçon* 6, *pag.* 2), l'acide nitreux (TOM. 1er, *leçon* 5, *pag.* 27), avec cette différence pourtant que l'hématine est dissoute dans l'eau, tandis que le soufre et l'acide nitreux sont à l'état de pureté.

L'alcool dissout bien mieux l'hématine que l'eau, et la solution est d'un rouge orangé brun, dans lequel on aperçoit du verdâtre quand elle est en couche mince et vue par transmission.

L'éther la dissout aussi.

Action des acides.

L'acide sulfurique faible jaunit la solution d'hématine, l'acide concentré la fait passer au rouge.

Les acides hydrochlorique et nitrique à 32° agissent d'une manière analogue ; mais lorsque ce dernier, employé en excès, a fait passer la couleur de l'hématine au rouge, il finit par l'altérer profondément.

Les acides phosphorique et phosphoreux la font passer au rouge jaunâtre.

L'acide arsénique la jaunit ou la rougit, suivant la quantité employée.

L'acide arsénieux n'a pas d'action sensible.

L'acide sulfureux faible la jaunit sans l'altérer.

L'acide borique a cette action remarquable, que, quelque petite que soit la quantité qu'on ajoute à la solution d'hématine, pour peu que cette quantité ait une action sensible, il se développe une couleur rouge tirant sur le pourpre, c'est-à-dire que l'acide borique agit à la manière d'une base alcaline plutôt que comme un acide, et, ce qui rend encore l'analogie plus frappante, c'est qu'une petite quantité d'acide sulfurique fait passer au jaune la couleur rouge développée par l'acide borique, comme cela arriverait si cette couleur rouge eût été produite par une base salifiable.

Un courant de gaz carbonique qu'on dirige dans la solution d'hématine, la jaunit.

Les acides oxalique, acétique, citrique, tartrique, la font passer au jaune et à l'orangé rougeâtre quand ils sont employés en excès.

L'acide benzoïque la fait passer au jaune seulement, quelle qu'en soit la quantité.

Enfin l'acide hydrosulfurique semble la décolorer. Il n'y a pas de désoxigénation, car, en mettant du potassium dans une dissolution d'hématine saturée depuis quelques jours d'acide hydrosulfurique, et qu'on vient d'introduire dans une cloche remplie de mercure, sur-le-champ il se produit de la potasse qui fait passer l'hématine au bleu.

Le peroxide d'étain agit sur elle à la manière des acides.

Action des bases salifiables.

Tous les alcalis solubles, dissous dans l'eau, changent la couleur de l'hématine en bleu; mais il faut opérer le mélange des corps dans des cloches pleines de mercure et renversées dans un bain de ce métal, afin d'éviter le contact de l'oxigène atmosphérique.

Les eaux de baryte, de strontiane et de chaux forment avec elle des précipités bleus : ces composés sont moins altérables par l'air,

que ne le sont ceux de potasse de soude et d'ammoniaque qui restent en dissolution dans l'eau où on les a produits.

Les hydrates de magnésie, d'yttria, de glucine, de zircone et d'alumine, le protoxide de zinc et son hydrate, le protoxide de manganèse, l'hydrate de peroxide de fer, les protoxides de cobalt et de nickel, l'hydrate de deutoxide de cuivre, l'oxide de bismuth, les protoxides de plomb, d'étain et d'antimoine, enfin l'acide antimonieux, forment avec l'hématine des combinaisons bleues, insolubles dans l'eau.

C'est assurément un fait fort remarquable, que le protoxide d'étain agisse comme un alcali, et le peroxide comme un acide; et, pour mettre ce fait hors de toute contestation, il suffit de rappeler les deux expériences que j'ai faites il y a long-temps; c'est que l'infusion de campêche, qui contient l'hématine, précipite les sels de protoxide d'étain en bleu; tandis qu'elle donne avec le sous-stannate de potasse un précipité rouge formé d'hématine et de peroxide d'étain. Ainsi, le protoxide agit comme un alcali, malgré la présence d'un acide, et le peroxide comme un acide, malgré la présence d'un alcali.

Action des sels.

Les sulfates de potasse et de soude, le nitrate de potasse, etc., etc., ne font éprouver aucun changement à l'hématine; mais pour s'en convaincre, il faut prendre des sels qui aient été purifiés par plusieurs cristallisations d'un léger excès d'alcali que les sulfates de potasse et de soude contiennent ordinairement.

Les sels à base de potasse et de soude, dont l'acide est faible, agissent comme des alcalis faibles sur l'hématine, ils la font passer à un rouge légèrement pourpre.

Les sur-sels de ces bases jaunissent l'hématine comme le feraient des acides faibles.

Les sulfates de magnésie et de chaux, leurs hydrochlorates, les acétates de baryte, de strontiane et de chaux, agissent par leur base sur l'hématine, parce que l'affinité de celle-ci conspire avec l'insolubilité des bases pour former des précipités. (Tom. II, *leçon* 21, *pag.* 11.)

L'infusion de campêche, que nous considérons ici comme de l'hématine, forme dans la solution d'alun à base de potasse un précipité, qu'on peut regarder comme un alun avec excès

de base uni à de l'hématine. Lorsqu'on le traite par l'eau bouillante, on le réduit à un composé insoluble d'alumine et d'hématine.

La solution d'alun, d'où la matière précédente a été séparée, concentrée et refroidie, donne un précipité bleu et des cristaux d'alun qui sont incolores, après qu'ils ont été lavés.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain, ou la solution de protochlorure d'étain, donne un précipité bleu avec l'infusion du bois de campêche. Si celle-ci est employée en excès, tout l'oxide peut être précipité. La combinaison insoluble est formée essentiellement d'hématine de protoxide d'étain et d'acide hydrochlorique. L'eau bouillante en sépare la totalité de ce dernier; mais une portion d'hématine et d'oxide est dissoute en même temps.

L'acétate de plomb se comporte d'une manière analogue; le précipité bleu qu'il donne peut être réduit par l'eau bouillante à un composé d'oxide et d'hématine sans acide acétique.

Hématine et colle de poisson ou gélatine.

0gr,5 d'hématine bouillie dans l'eau donne une solution qui ne précipite pas la solution de colle de poisson au moment même où les li-

queurs sont mêlées; mais 24 heures après on y remarque des flocons.

La solution d'hématine concentrée à la moitié de son volume, précipite sur-le-champ le même réactif.

B. *Cas où l'hématine est altérée.*

L'hématine soumise à la distillation donne de l'eau, un liquide acide qui paraît devoir cette propriété à de l'acide acétique, et ensuite un sel ammoniacal et un produit huileux. Le charbon pèse 0,54 et ne donne pas, quand on l'incinère, 0,01 de cendre. Celle-ci est formée de chaux et de peroxide de fer.

L'hématine dissoute dans l'eau et abandonnée à elle-même, s'altère promptement; elle devient d'un brun jaunâtre, et dépose des flocons bruns.

L'acide nitrique bouillant la décompose, il se forme de l'acide oxalique.

L'eau de chlore la décompose aussi assez rapidement.

Les combinaisons d'hématine avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, s'altèrent dès qu'elles ont le contact de l'oxigène. Elles absorbent ce gaz. Il se produit une quantité d'acide carbonique, qui reste unie à la base alcaline, et qui

est assez loin de représenter tout l'oxigène absorbé. En employant l'*hématate de potasse* avec excès de base, on peut faire l'analyse de l'air comme on la ferait avec un sulfure hydrogéné de potasse. $0^{gr},1$ d'extrait de camp êche, dissous dans 2 cent. cubes d'eau de potasse, réduit 25 cent. cubes d'air en 12 minutes à de l'azote pur, quoiqu'on opère dans une cloche de $0^{m},01$ de diamètre intérieur.

Je ne puis trop vous faire remarquer cette influence de la potasse et des alcalis en général, pour détruire l'hématine sous l'influence de l'air; l'acide gallique nous a déjà présenté des faits analogues (TOM. II, *leçon* 20, *pag*. 48), et nous aurons encore l'occasion d'en observer beaucoup d'autres. Nous reviendrons au reste sur ce sujet lorsque nous développerons la théorie des mordans.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle a une saveur très-légèrement astringente et âcre.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans le bois de campêche.

VII. PRÉPARATION.

On prend du bois de campêche aussi frais

que possible, et ayant une couleur tirant sur le jaune plutôt que sur le rouge. On en fait une infusion à une température de 60 à 80°; ensuite on fait évaporer au bain-marie jusqu'à siccité; on traite le résidu par l'alcool à 36° froid. Après 48 heures de macération, on filtre; il reste sur le papier une matière d'un *rouge marron*. On fait évaporer doucement la dissolution alcoolique, qui doit être d'une belle couleur orangée, tirant sur le jaune verdâtre plutôt que sur le rouge. Si la couleur était le rouge brun, vous n'obtiendriez pas d'hématine cristallisée. Lorsque la liqueur commence à s'épaissir, on y ajoute un peu d'eau, on la fait concentrer encore, puis on l'abandonne 24 heures à elle-même. L'hématine cristallise : alors on y ajoute de l'alcool, on délaie bien la matière afin de dissoudre l'eau mère et de la séparer ainsi des cristaux : on les jette sur un petit filtre qui doit avoir été préalablement lavé à l'acide hydrochlorique, et on finit de les y laver avec de l'alcool froid.

VIII. USAGES.

L'hématine n'est employée à l'état de pureté que comme réactif dans les laboratoires de chimie; elle est d'une grande sensibilité pour

reconnaître la présence des acides ou des alcalis libres, ainsi que la neutralité des sels dont les principes immédiats sont solubles.

Puisqu'elle est le principe colorant du bois de campêche, on doit la considérer comme la base de toutes les teintures qu'on prépare avec ce dernier.

Il serait inutile je crois de chercher à l'employer dans la teinture à l'état de pureté, non-seulement à cause des frais de préparation, mais parce qu'on pourrait en altérer une certaine quantité. En général, lorsqu'on se propose d'extraire d'un bois, d'un fruit, etc., etc., un principe colorant à l'état de pureté pour le besoin de la teinture, il est toujours nécessaire de s'assurer par des essais, avant de travailler en grand, 1° du prix de la préparation; 2° si la substance préparée n'a point éprouvé d'altération; 3° si l'emploi de cette substance, dans la teinture, présente des avantages réels sur celui de la matière brute d'où elle a été extraite.

Il n'est pas douteux que, quand il s'agit d'employer des principes colorans qui sont d'une nature plus ou moins altérable, il n'y ait très-souvent des avantages réels à se servir de la matière brute plutôt que d'une substance qu'on en

aurait extraite; ainsi, une matière colorante, fixée dans l'intérieur d'un bois, etc., est en général dans une condition plus propre à sa conservation, que quand on l'a séparée de ce bois, au moyen de l'eau, et qu'on l'a ensuite réduite à l'état d'extrait, sans prendre la précaution d'éviter l'action altérante de l'eau et de la chaleur.

IX. HISTOIRE.

Je fis connaître l'hématine en 1810.

BRÉSILINE.

I. NOMENCLATURE.

Je donne ce nom au principe colorant de bois de Brésil, *cæsalpinia crista.* Je n'oserais assurer l'avoir obtenu à l'état de pureté parfaite, cependant l'échantillon que j'ai étudié était assez isolé de toute matière étrangère, pour que je puisse croire que les propriétés que je vais indiquer caractérisent le principe colorant de ce bois.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La brésiline me paraît susceptible de cristalliser en petites aiguilles de couleur orangée.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther hydratique.

Sa solution aqueuse tire moins sur le rouge que celle de l'hématine à concentration égale.

Les acides agissent d'une manière analogue sur les deux solutions; seulement le jaune développé dans la solution de brésiline par une petite quantité d'acide, est moins orangé que celui qui l'est dans la solution d'hématine, et le rouge développé dans la première solution par un excès d'acide, est moins pourpre que celui développé dans la seconde.

L'acide hydrosulfurique décolore la solution de brésiline en s'y combinant. Il agit donc encore de la même manière que sur l'hématine.

Les bases salifiables énergiques forment avec la brésiline des combinaisons d'un pourpre violet; les protoxides de plomb, d'étain, etc., agissent de la même manière, mais les combinaisons sont insolubles.

L'hydrate d'alumine forme une combinaison avec la brésiline, d'une couleur qui semble être intermédiaire entre celle développée par les

acides énergiques et celle développée par les alcalis.

B. *Cas où elle s'altère.*

La brésiline, soumise à la distillation, donne, entre autres produits, une eau acide, un produit alcalin et une matière pourpre, qui contient peut-être de la brésiline volatilisée.

La brésiline se conserve dans l'eau, qui a le contact de l'air bien plus long-temps que la solution d'hématine; c'est pour cette raison qu'on peut préparer dans les ateliers de teinture un *jus de brésil*, c'est-à-dire une décotion de bois de brésil.

Il paraît que la brésiline donne par l'acide nitrique un acide détonant, qui est peut être l'acide carbazotique.

La brésiline, unie aux alcalis solubles, se décompose sous l'influence de l'eau, comme les *hématates solubles;* mais l'altération des premiers composés est moins rapide que celle des seconds.

HÉMATOSINE.

J'ai donné ce nom au principe colorant du sang.

Il s'en faut de beaucoup que les chimistes soient d'accord sur la composition élémentaire de l'hématosine : on admet généralement, d'après les produits de sa décomposition par le feu, qu'elle a pour élémens l'*oxigène*, l'*azote*, le *carbone* et l'*hydrogène;* cependant, comme rien n'indique qu'elle ait été obtenue à l'état de pureté, et, d'un autre côté, qu'elle est accompagnée dans le sang de matières azotées, il n'est pas encore démontré que l'azote soit un de ses élémens.

M. Berzelius lui attribue une composition bien extraordinaire, puisqu'il pense qu'outre les quatre corps que l'on y admet en général, elle contient encore du *soufre*, du *phosphore*, du *fer* et du *calcium*.

M. Brande, M. Berzelius et M. Vauquelin l'ont décrite, après l'avoir préparée par des procédés différens. Voici le résumé de leurs recherches.

Procédé de Brande.

Le sang, au moment où il vient d'être tiré de la veine d'un animal, est agité avec quelques brins de bouleau bien nettoyés; la fibrine s'y attache, et se trouve séparée par ce moyen; le sang privé de sa fibrine, abandonné à lui-même, dépose l'hématosine, et on sépare la liqueur surnageante par décantation.

L'hématosine ainsi obtenue retient un peu d'albumine.

Elle paraît être une réunion de globules.

Elle forme avec l'eau une solution rouge de sang difficilement altérable.

Au-dessus de 90° elle se trouble, et le principe colorant se sépare à l'état d'un sédiment brun.

Cette solution précipite les sels de protoxide et de deutoxide de mercure.

L'hématosine est insoluble dans l'alcool.

L'acide sulfurique, étendu de 8 parties d'eau, la dissout à chaud seulement.

Les acides hydrochlorique, acétique, oxalique, tartrique, citrique, la dissolvent à chaud et à froid : ces solutions sont d'un rouge cerise ou d'un cramoisi foncé par réflexion et verdâtres par transmission.

Elle donne avec les alcalis et les sous-carbonates alcalins des solutions si concentrées, qu'elles paraissent opaques.

L'alumine et l'oxide d'étain forment avec l'hématosine des laques qui se décolorent au soleil.

Elle teint le coton engallé en rouge solide.

L'acide nitrique l'altère radicalement.

Elle donne de l'ammoniaque à la distillation, et un charbon, qui ne laisse qu'une trace de fer par l'incinération.

Procédé de Berzelius.

On coupe en tranches minces le caillot, c'est-à-dire la partie concrète et colorée que donne le sang abandonné à lui-même (Voy. 30e *leçon*). On le fait égoutter sur du papier brouillard. On le triture dans une petite quantité d'eau, on coagule la solution, on la filtre, et on soumet la masse brune coagulée à la presse.

L'hématosine ainsi obtenue est d'un brun noir.

Elle est soluble dans l'eau, quand elle est séchée au-dessous de 50°. Elle ne s'y dissout plus, si elle a été séchée à 70°.

Elle ne se dissout pas dans l'alcool.

Elle forme une gelée avec l'acide acétique, qui est en partie soluble dans l'eau tiède.

La solution se trouble par l'ébullition. Elle est précipitée par les alcalis et l'hydrocyanoferrate de potasse.

Elle est insoluble dans l'acide hydrochlorique.

Elle se dissout dans l'ammoniaque, qu'elle colore en brun foncé.

Procédé de Vauquelin.

On écrase dans une terrine le caillot du sang, qu'on a fait préalablement bien égoutter; on le triture avec 4 parties d'acide sulfurique étendues de 8 parties d'eau; on filtre; on lave le résidu avec 12 parties d'eau chaude. On concentre la liqueur et les lavages à moitié, puis on y verse assez d'ammoniaque pour neutraliser presque tout l'acide sulfurique. L'hématosine se précipite; on la lave jusqu'à ce que le lavage ne précipite plus le nitrate de baryte; on la jette sur un filtre et on la fait sécher. M. Vauquelin pense que l'albumine et la fibrine qui se sont dissoutes avec l'hématosine, ne sont pas précipitées par l'ammoniaque.

L'hématosine est d'un noir brillant comme le jayet.

Elle est inodore et insipide.

Elle se délaie dans l'eau, mais ne s'y dissout pas. Elle paraît d'un rouge de vin, quand on la voit par transmission en suspension dans ce liquide.

Elle est soluble dans les acides et les alcalis. Les solutions sont d'un rouge pourpre.

La solution hydrochlorique ne précipite pas par le nitrate de baryte, l'acide gallique et l'hydrocyanoferrate de potasse. La noix de galle la précipite en flocons d'un rouge brun.

Elle donne à la distillation du sous-carbonate d'ammoniaque, une huile pourpre, peu de gaz et beaucoup de charbon.

CARMINE.

I. COMPOSITION.

Elle est formée

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont pas été déterminées.

MM. Pelletier et Caventou admettent que la

carmine ne contient pas d'azote, parce qu'elle ne donne pas de produits ammoniacaux à la distillation.

Dans l'état où elle a été étudiée, elle retenait très-probablement une certaine quantité d'eau.

II. NOMENCLATURE.

On lui a donné le nom de *carmine*, parce qu'elle est le principe colorant du *carmin*.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est grenue. Comme cristalline, elle se fond à 50° environ; sa couleur est un rouge pourpre très-éclatant.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

Elle se dissout dans l'eau avec la plus grande facilité; sa solution est d'un rouge tirant sur le cramoisi. On peut la concentrer à consistance sirupeuse, sans qu'elle cristallise.

L'alcool faible dissout mieux la carmine que l'alcool concentré.

L'éther hydratique ne la dissout pas.

Il en est de même de l'oléine et de la stéarine fondues.

Les substances astringentes végétales ne la précipitent pas de sa solution.

L'albumine et la gélatine ne la troublent pas; mais lorsqu'on précipite ces substances de l'eau qui tient de la carmine en dissolution, elles en entraînent une portion qui les colore.

Action des acides.

Aucun acide ne trouble sa solution; mais tous ceux qui ont quelque énergie la précipitent, pour peu qu'elle retienne de la matière animale soluble, qui l'accompagne dans la cochenille d'où on l'a extraite.

La plupart des acides font passer sa couleur au rouge vif, au rouge jaunâtre et au jaune, sans que la carmine soit altérée, s'ils ne sont pas très-concentrés.

L'acide borique ne produit pas de couleur jaune avec la carmine; il la rougit. Il se comporte alors plutôt comme un alcali faible, que comme un acide, ainsi que je l'ai remarqué il y a long-temps.

Action des bases salifiables.

Ainsi que je m'en suis assuré, la potasse, la soude, l'ammoniaque font passer la carmine au

violet cramoisi sans l'altérer, du moins lorsque les corps sont soustraits au contact de l'air, et qu'ils ne sont pas chauffés.

La morphine la fait passer au cramoisi.

La baryte, la strontiane la font passer au cramoisi violet sans la précipiter.

La chaux la précipite en flocons violets.

L'alumine en gelée sépare toute la carmine de l'eau qui la tient en solution. Sa combinaison est d'un très-beau rouge; mais si on la fait chauffer, elle devient cramoisi, puis violette. Il est très-remarquable que quelques gouttes d'acide ou quelques grains d'un sel à base d'alumine accélère la production de la couleur violette, tandis que l'addition d'une petite quantité de potasse, de soude, d'ammoniaque ou de sous-carbonate de ces bases, donnent de la stabilité à la combinaison rouge de carmine et d'alumine.

J'ai remarqué, il y a long-temps, que l'alumine, agissant à froid sur plusieurs principes colorans, leur fait éprouver un changement de couleur qui est intermédiaire entre celui produit par les acides et celui produit par les alcalis.

J'ai remarqué aussi que le protoxide d'étain

agit sur la carmine comme un alcali, et le peroxide comme un acide.

Action des sels.

Les sels d'ammoniaque, de potasse, de soude neutre font passer la carmine au violet.

Les sur-sels de ces bases la font passer au contraire à l'écarlate; dans ces deux cas il n'y a pas de précipité.

Les sels de baryte, de strontiane, de chaux la font passer au violet. Le sulfate de chaux est le seul sel de ces trois bases qui la précipitent.

Les sels d'alumine, même acidulés légèrement, rendent la carmine cramoisie sans la précipiter.

Les sels de fer la font tourner au brun sans la précipiter.

Les sels de plomb la font tourner au violet; l'acétate la précipite sur-le-champ.

Les sels de cuivre la rendent violette sans la précipiter.

Le nitrate de peroxide de mercure la précipite en rouge écarlate.

Le nitrate d'argent paraît être sans action sur elle.

B. *Cas où elle s'altère.*

Le perchlorure d'or l'altère sans la précipiter.

Le perchlorure de mercure n'a pas d'action sur la carmine.

Le chlore ne la précipite pas, mais il la jaunit en la décomposant.

L'iode la décompose pareillement.

L'acide sulfurique concentré la décompose et la noircit.

L'acide hydrochlorique la transforme en une matière jaune amère.

L'acide nitrique la décompose encore plus rapidement; il se produit des cristaux dont la nature n'a point encore été déterminée.

La carmine, soumise à l'action des alcalis et de l'oxigène, s'altère; il y a absorption d'oxigène; la couleur de violet passe au rouge, puis au jaune. La chaleur accélère cette décomposition.

V. ÉTAT NATUREL.

Elle existe dans la cochenille et le kermès.

La cochenille est formée, suivant MM. Pelletier et Caventou,

De carmine,
De coccine,
De stéarine,
D'oléine,
D'acide coccinique,
De phosphate de chaux,

De phosphate de potasse,
De sous-carbonate de chaux,
D'un sel organique à base de potasse,
De chlorure de potassium.

Le kermès l'est, suivant M. Lassaigne,

De carmine,
— stéarine } fusibles à 45°,
D'oléine }
De coccine,
— phosphate de chaux,
— — de soude,
— — de potasse,
— chlorure de potassium,
— — de sodium,
D'oxide de fer.

VI. PRÉPARATION.

C'est en traitant successivement la cochenille par l'éther hydratique, l'alcool et l'eau, dans l'appareil que j'ai décrit sous le nom *de digesteur distillatoire*, que MM. Pelletier et Caventou ont obtenu la carmine. Voici leur procédé : La raison pour laquelle on fait usage de cet appareil, est qu'il permet de faire réagir l'éther et l'alcool à une température plus élevée que celle où ils réagiraient sous la simple pression de l'atmosphère, et que dès lors leur action devient plus énergique.

A. *Traitement par l'éther hydratique rectifié.*

Ce liquide, bouilli sur la cochenille, se colore en jaune d'or; il dissout la matière grasse, c'est-à-dire la *stéarine*, l'*oléine* et l'*acide odorant*, et, en outre, un peu de *carmine*.

En traitant l'extrait éthéré par l'alcool absolu bouillant, on obtient, par le refroidissement, la *stéarine* cristallisée; on la purifie en la traitant plusieurs fois par l'alcool.

L'alcool, d'où la *stéarine* s'est précipitée, retient de l'*oléine* en dissolution, de l'acide odorant libre et de la *carmine*. En le distillant, on obtient l'acide libre dans le récipient, et un résidu formé d'*oléine* et de *carmine* retenant un peu de *stéarine*. En exposant l'*oléine* au froid, on en sépare la *stéarine* à l'état solide; et, en dissolvant l'*oléine* dans l'éther pur, agitant la solution avec l'eau, la *carmine* est dissoute.

Messieurs Pelletier et Caventou ont observé que la *carmine* peut se combiner à la matière grasse et la rendre soluble dans l'eau, et que cette combinaison est orangée, ce qui, suivant eux, a induit en erreur les chimistes qui ont parlé de l'existence d'une matière jaune dans la *cochenille*.

Il est vraisemblable qu'une portion de l'acide odorant est engagée dans une combinaison d'aspect huileux, qui se trouve dissoute dans l'*oléine*, ainsi que cela a lieu, d'après mes observations, pour les acides *butirique* et *phocénique*, qui sont à l'état de *butirine* et de *phocénine* dans les *oléines* du beurre et de l'huile de dauphin.

B. *Traitement, par l'alcool à 40°, de la cochenille épuisée par l'éther hydratique.*

Il faut faire trente décoctions dans le *digesteur* distillatoire, pour épuiser la cochenille de ce qu'elle peut céder à l'alcool.

(*a*) Les premiers lavages alcooliques sont d'un rouge foncé, tirant sur le jaune; par le refroidissement et l'évaporation spontanée, ils déposent des cristaux entièrement solubles dans l'eau Ces cristaux sont formés de *coccine*, de *carmine* et de *stéarine*. En les traitant par l'alcool concentré à froid, la *coccine* n'est pas dissoute. L'alcool évaporé laisse un composé cristallisable de *carmine* et de *stéarine* dont on parvient à isoler la *carmine*: premièrement, en épuisant par l'éther qui dissout la plus grande partie de la *stéarine* avec un peu de carmine; deuxièmement, en reprenant le résidu par l'alcool très-

fort, et ajoutant à cette solution un volume égal d'éther; celui-ci, en s'unissant à l'alcool, forme un liquide, duquel se précipite la plus grande partie de la *carmine* à l'état de pureté : le reste est retenu en dissolution avec la *stéarine*.

La *carmine* pure se reconnaît à ce qu'elle n'abandonne rien à l'éther; qu'elle ne précipite par aucun acide, ni par le chlore, ni par le nitrate d'argent.

(*b*) Les seconds lavages alcooliques ont la même composition que les premiers; ils sont seulement moins chargés de matières.

(*c*) Les derniers lavages ne contiennent plus de carmine.

C. *Traitement par l'eau bouillante, dans le digesteur distillatoire, de la cochenille épuisée par l'éther et l'alcool.*

Premier lavage.

Ils sont colorés en rouge cramoisi ; ils contiennent de la *carmine*, de la *coccine* et de la matière grasse.

Deuxième lavage.

Ils sont incolores, et ne contiennent que de la *coccine*.

D. *Propriétés de la coccine qui n'a pas été dissoute dans l'eau.*

Elle est blanche, ou brunâtre, translucide : sèche, elle se conserve ; humide, elle se pourrit.

Au feu elle se ramollit sans se fondre, donne les produits des matières azotées, et notamment beaucoup de sous-carbonate d'ammoniaque.

La *coccine* est fort peu soluble dans l'eau bouillante. Cette solution est jaune ; évaporée, elle donne des pellicules qui se redissolvent facilement dans l'eau.

Ce qui la distingue de la gélatine, c'est que l'alcool, mêlé à sa dissolution, ne la trouble qu'au bout d'une heure, tandis que la solution de gélatine est troublée sur-le-champ ; c'est en outre que tous les acides précipitent la *coccine* en flocons blancs, qui sont peu solubles dans un excès du précipitant.

Le chlore la précipite abondamment, ainsi que le perchlorure de mercure et la noix de galle.

La potasse et la soude la dissolvent aisément, sans dégagement d'ammoniaque ; en neutralisant l'alcali, la *coccine* se précipite.

Tous les sels avec excès d'acides la précipitent et deviennent neutres.

La *coccine*, mise avec des solutions de cuivre, de plomb, d'étain, de nitrate d'argent, se précipite, en entraînant avec elle de l'oxide et de l'acide.

Partie inorganique de la cochenille.

On en détermine la nature en incinérant cet insecte; la cendre représente $\frac{1}{150}$ du poids de la matière brûlée.

En appliquant la méthode analytique suivie par MM. Pelletier et Caventou, dans l'analyse de la cochenille, au kermès, M. Lassaigne a trouvé que ce dernier insecte est formé, ainsi que nous l'avons dit :

1° D'une matière grasse, jaune, fusible à 45°, inodore, sans action sur le tournesol, facile à saponifier par la potasse caustique;

2° De carmine;

3° De coccine;

4° De phosphate de chaux, de potasse, de soude, de chlorure, de sodium et de potassium, et enfin d'oxide de fer.

VII. USAGES.

La carmine, à l'état de pureté, est sans usages; mais, comme principe colorant de la cochenille, elle est employée pour préparer le *carmin;* et,

dans les teintures sur laine, elle sert à faire le cramoisi fin, l'écarlate, etc.

CARTHAMINE.

I. COMPOSITION.

Elle est inconnue.

II. NOMENCLATURE.

Son nom dérive de celui de *carthame*, par lequel on désigne en France la fleur du *carthamus tinctorius*, de la fleur duquel on retire la carthamine.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

On l'obtient généralement en petites plaques minces, qui, vues par réflexion, sont d'un jaune d'or avec des reflets verts ; vue par transmission, elle est rouge.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elle est insoluble ou presque insoluble dans l'eau froide.

L'alcool la dissout à froid ; la solution est d'un beau rose ; à chaud elle est orangée.

L'éther la dissout moins bien que l'alcool.

L'oléine et les huiles volatiles ne la dissolvent pas.

Les sous-carbonates alcalins la dissolvent; les acides, surtout le citrique, l'acétique, la précipitent en flocons d'un beau rose.

Les alcalis caustiques la dissolvent en la dénaturant, du moins avec le contact de l'air.

V. ÉTAT NATUREL.

La carthamine se trouve dans la fleur du *carthamus tinctorius*.

Celle du carthame d'Alexandrie a donné à M. Dufour, pour 1000 parties, les matières suivantes :

62 d'eau. (Elle a été séparée par une température de 15 à 20°.)

Matières enlevées par l'eau au carthame desséché.

34 de poussière formée de débris de la plante et de sable;
55 d'albumine végétale colorée en jaune verdâtre;
244 de *matière jaune* * acide, mêlée de sulfates de chaux et de potasse;
42 d'extractif de couleur jaune, de chlorure de potassium, d'acétate de potasse;
3 de résine.

Matière enlevée par l'alcool froid.

9 de cire particulière.

449 p. *à reporter ci-contre.*

449 p. *du report.*

Matières enlevées par 1000 parties d'eau tenant 80 p. de sous-carbonate de soude.

24 de *matière jaune* semblable à la précédente *;
5 de carthamine. (Elle a été précipitée par le jus de citron.)

Résidu indissous.

496 de ligneux;
5 d'alumine et de magnésie;
2 de peroxide de fer;
12 de sable;
7 perte.

1000

Cette analyse ne représente pas toute la carthamine, car on n'y a pas tenu compte d'une portion qui se dissout dans l'eau froide par l'influence des matières qui l'accompagnent dans la plante.

VI. PRÉPARATION.

Pour se procurer la carthamine on lave le carthame à l'eau froide, en le pressant au milieu de ce liquide après l'avoir enfermé dans de la toile ou dans un sac de crin, ou bien encore en le foulant dans un vase percé de trous, qu'on a placé au milieu de l'eau.

On fait macérer le carthame lavé, dans son

poids d'eau aiguisé de 0,15 de sous-carbonate de soude, pendant une heure ou deux.

On décante la liqueur, on y plonge des morceaux de toile de coton, puis on neutralise l'alcali par de l'acide acétique faible. On emploie aussi l'acide citrique, le jus de citron, et même l'acide sulfurique à cet usage. Par cette opération la carthamine se fixe à la toile avec très-peu de matière jaune, qu'on peut enlever ensuite au moyen de l'eau.

1 partie de toile ainsi lavée doit être plongée dans 20 p. d'eau tenant 2 p. de sous-carbonate de soude. Après une heure d'immersion, on retire la toile du bain, puis on précipite la carthamine avec du jus de citron. On filtre, et après avoir décanté le liquide de dessus le dépôt, l'avoir épuisé complètement de toute matière saline soluble par le lavage, on le rassemble dans une assiette où on le fait sécher. Tel est le procédé qu'on a prescrit pour préparer la carthamine; mais quelques observations que j'ai faites sur plusieurs échantillons de ce principe colorant, qui avaient été préparés de cette manière, me font croire qu'il est insuffisant pour donner un produit pur.

VII. USAGES.

La carthamine, ou plutôt le carthame, est employé pour teindre le coton et la soie en rose. La couleur qu'il donne à ces étoffes est des plus belles, mais malheureusement elle est chère et peu solide; c'est ce qui explique pourquoi on ne l'emploie que rarement dans la fabrication des toiles peintes, et pourquoi on s'est efforcé de remplacer cette couleur par la cochenille.

VIII. HISTOIRE.

Beckemann, en 1774, a fait des recherches sur cette matière. MM. Dufour et Marchais ont fait chacun de leur côté l'analyse de la fleur de carthame, en 1804.

SANTALINE.

I. COMPOSITION.

Suivant M. Pelletier, elle est formée

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

unis en des proportions qu'il n'a pas déterminées.

II. NOMENCLATURE.

Santaline dérive de *santalinus*, nom d'une espèce de plante du genre *pterocarpus* qui contient la santaline.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle a l'aspect d'une matière résineuse molle, colorée en rouge brun.

Elle se fond à 100°.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

100gr. d'eau froide ont dissous 0gr.,16 de santaline. La solution est légèrement colorée.

L'eau bouillie sur la santaline est louche, mais l'ébullition ne doit pas être prolongée si on ne veut pas que la matière s'altère.

L'alcool la dissout en toutes proportions; s'il en contient peu, il est jaune; s'il en contient beaucoup, il est rouge.

Cette solution s'épaissit à la manière du vernis.

L'éther la dissout et la colore en rouge.

L'acide acétique la dissout et se colore en rouge : cette solution a une saveur astringente;

elle est troublée par l'eau. Elle précipite la gélatine.

L'oléine ne la dissout pas.

100 p. d'huile volatile de térébenthine bouillante n'en dissolvent que 0,65 p.

100 p. d'huile de lavande bouillante en dissolvent 2 p.

Les eaux de potasse, de soude, d'ammoniaque, la dissolvent et se colorent en rouge violet. La santaline peut, suivant M. Pelletier, être précipitée sans altération au moyen d'un acide; cependant la liqueur reste jaune, et, par réflexion, elle est bleue.

Le chlorure d'étain la précipite en pourpre de sa solution alcoolique;

Les dissolutions de plomb, en violet;

Le perchlorure de mercure, en écarlate;

Le sulfate de fer, en violet foncé;

Le nitrate d'argent, en rouge brun;

Les sels d'alumine ne la précipitent que par leur eau de dissolution.

B. *Cas où elle s'altère.*

Elle se comporte à la distillation comme une matière non azotée, très-hydrogénée; cependant elle donne peu d'huile empyreumatique.

L'acide sulfurique concentré la noircit.

L'acide nitrique l'altère même à froid. On obtient une matière résineuse jaune, une matière soluble jaune amère et de l'acide oxalique.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est insipide ou presque insipide.

Sa dissolution acétique a une saveur acide très-astringente. Cette dernière propriété prouve qu'elle est douée d'une forte action sur les matières animales, aussi précipite-t-elle la gélatine, et colore-t-elle la peau en rouge.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle se trouve dans le bois du *pterocarpus santalinus*.

VII. EXTRACTION.

100 grammes de bois cèdent à l'alcool bouillant 16gr.,75 de santaline. Il suffit de faire évaporer la solution à sec pour obtenir la santaline.

Tel est le procédé de M. Pelletier. J'avoue que je ne crois pas que la santaline, ainsi préparée, soit un principe colorant pur; j'ai tout lieu de penser que c'est une combinaison d'un principe colorant rouge avec une matière analogue à celles qu'on nomme résines.

VIII. USAGES.

Elle n'est pas employée en teinture dans l'état où nous l'avons étudiée; mais l'on a employé et l'on emploie encore le santal. Sa matière colorante est loin d'avoir la stabilité que quelques personnes lui ont attribuée. Je reviendrai sur son emploi dans la deuxième partie du cours.

IX. HISTOIRE.

Vogler fit en 1790 des expériences sur l'usage du bois de santal en teinture.

M. Pelletier, en 1814, étudia la santaline.

ORCANETTINE.

I. COMPOSITION.

L'orcanettine est formée, suivant M. Pelletier,

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

unis en des proportions qu'il n'a pas déterminées.

II. NOMENCLATURE.

Son nom dérive de celui qu'on donne en

France à la racine du *lithospermum tinctorium*, d'où on l'a extraite.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle a l'aspect d'une résine. Elle est fusible à 60°; elle est d'une couleur si foncée, qu'elle paraît noire.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle n'est pas altérée.*

L'eau n'en dissout que des traces.

L'alcool et l'éther se colorent en rouge en la dissolvant. L'eau sépare toute l'orcanettine d'une solution alcoolique concentrée.

Elle colore en rouge les corps gras liquéfiés.

L'acide acétique la dissout; la solution ne précipite pas la gélatine.

La potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux forment avec elle des solutions bleues.

L'acétate de plomb précipite la solution alcoolique d'orcanettine en bleu;

L'hydrochlorate d'étain, en cramoisi;

Les sels de fer et d'alumine, en violet.

B. *Cas où elle s'altère.*

L'acide sulfurique concentré la décompose.

L'acide nitrique la change en une matière jaune amère et en acide oxalique.

Le chlore l'altère.

La solution alcoolique d'orcanettine, mêlée à l'eau bouillie, passe au violet, et au bleu par la concentration. Enfin, évaporée à sec, elle laisse une matière noire, qui colore l'alcool et l'éther en lilas, les huiles en bleu. Les acides la verdissent et les alcalis la bleuissent.

V. ÉTAT.

Elle existe dans la partie corticale de la racine de *lithospermum tinctorium*.

VI. PRÉPARATION.

On traite cette matière par l'éther, on filtre la solution et on la fait évaporer; le résidu est l'orcanettine.

VII. HISTOIRE.

Haussmann a étudié l'application de cette matière à la teinture.

M. Pelletier, en 1814, en a décrit les propriétés.

ALIZARINE.

I. COMPOSITION.

L'alizarine est formée

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont pas été déterminées.

II. NOMENCLATURE.

Alizarine est tiré du mot *alizari*, espèce ou variété de garance cultivée dans le Levant.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est sous la forme de petites aiguilles.

Elle se volatilise sans altération.

Sa couleur est le rouge orangé.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Elle est très-peu soluble dans l'eau. La solution, d'un rose pur, est neutre aux réactifs colorés.

Elle se dissout très-bien dans l'alcool qu'elle colore en rouge.

Elle se dissout également dans l'éther, mais elle le colore en jaune.

Elle forme avec la potasse un composé soluble de couleur de pensée.

Elle ne se dissout pas dans l'eau d'alun, ce qui est très-remarquable, vu que cette dissolution, appliquée à la racine de garance, ou à un de ses produits, dissout assez de principe colorant rouge, pour donner une belle laque, lorsqu'on verse dans la liqueur un alcali qui précipite alors l'alumine en combinaison avec un principe rouge.

L'alizarine qu'on fait passer dans un tube de verre rouge de feu, donne les produits qu'on obtient des matières formées d'oxygène, de carbone et d'hydrogène.

V. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle est inodore et insipide.

VI. ÉTAT NATUREL.

Elle existe dans la garance d'Alsace.

VII. PRÉPARATION.

On prend un kilog. de garance d'Alsace ; on le fait macérer pendant 10 minutes avec 3 kilog. d'eau ; on passe dans une toile serrée ; puis on presse fortement la matière solide. On obtient : A. *Une dissolution d'un rouge brun ;* B. *Un marc.*

A. *Dissolution d'un rouge brun.*

Elle est acide au papier de tournesol.

Les acides la coagulent en flocons fauves.

Les alcalis la font passer au rouge de groseille.

Abandonnée à elle-même, elle se prend en *gelée*, laquelle est formée : 1° d'*une liqueur;* 2° d'*une matière solide floconneuse.* On passe le tout dans un linge; quand la matière solide est bien égouttée, on la presse graduellement, de manière à la sécher.

1° *Liqueur.*

Elle est moins acide au tournesol que la dissolution d'un rouge brun.

Les acides ne la coagulent pas.

La potasse la fait passer au rouge sale.

L'alun versé dans la liqueur ne donne, quand on y verse de la potasse, qu'une laque d'un rouge sale.

2° *Matière solide floconneuse.*

Elle est acide.

Les alcalis la dissolvent bien, mais ils ne le feraient pas s'ils étaient carbonatés.

L'alun la dissout en partie.

Elle contient beaucoup d'alizarine.

Pour l'en extraire, on la traite à plusieurs reprises par l'alcool bouillant. On distille la liqueur filtrée au cinquième de son volume. On y ajoute alors un peu d'acide sulfurique, puis plusieurs litres d'eau. On obtient un précipité de couleur de tabac d'Espagne, que l'on sépare de la liqueur où il s'est formé, et qu'on lave jusqu'à ce qu'il ne précipite plus le chlorure de barium.

Ce précipité est acide.

Il est très-peu soluble dans l'eau; il la colore cependant.

L'alcool le dissout en totalité et se colore en rouge brun.

L'éther le dissout et se colore en jaune.

Les alcalis le font passer au bleu, s'ils sont concentrés; mais cette solution ne donne que des laques vineuses avec l'alun.

L'eau d'alun le dissout à peine. Elle se colore en rouge brun. Les alcalis en précipitent une laque brune.

Lorsqu'on le chauffe doucement, il donne l'*alizarine*.

Tel est le procédé que MM. Robiquet et Colin ont suivi pour préparer ce principe colorant.

B. *Marc.*

Il est coloré. Il contient toute la partie ligneuse de la racine de garance, et certainement aussi de la matière colorante. Si, après l'avoir soumis trois fois à l'action de l'eau pure, on le traite par 5 ou 6 fois son poids d'eau, contenant $\frac{1}{2}$ d'alun, puis qu'on précipite par le sous-carbonate de soude, on obtient une assez belle laque.

VIII. USAGES.

L'alizarine n'a point encore été employée en teinture, du moins en grand, mais elle est susceptible de teindre en rouge.

IX. HISTOIRE.

Elle fut découverte, en 1827, par MM. Robiquet et Colin.

PURPURINE.

I. COMPOSITION.

Elle est très-rapprochée de celle de l'alizarine, si elle n'y est pas identique, suivant MM. Robiquet et Colin.

II. NOMENCLATURE.

Son nom lui vient de sa belle couleur.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle ressemble tout-à-fait par son aspect à l'alizarine, sauf que sa couleur est plus prononcée et qu'elle tire davantage sur le rouge.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A cause des grands rapports de la purpurine et de l'alizarine, nous allons les examiner comparativement sous les mêmes rapports.

ALIZARINE.	PURPURINE.
	L'éther ne la dissout que faiblement. La solution évaporée laisse des cristaux, dont les uns sont ponceau clair, et les autres ponceau foncé.
L'eau n'en dissout que très-peu. Elle est rosée et d'un rouge jaunâtre.	L'eau en dissout davantage. Elle est d'un rouge vineux.
L'ammoniaque, la potasse, la soude, donnent des solutions de couleur de pensée, qui précipitent en bleu par les eaux de baryte, de strontiane et de chaux.	Ces mêmes alcalis donnent des solutions de couleur groseille, qui précipitent en rouge par les eaux de baryte, de strontiane et de chaux.
L'acide sulfurique la dissout complètement. La solution est d'un rouge brun.	La solution sulfurique est d'un rouge plus vif.
L'eau en précipite l'alizarine en flocons clairs.	L'eau en précipite la purpurine en flocons un peu plus foncés en couleur.
L'eau d'alun ne dissout que très-faiblement l'alizarine.	L'eau d'alun la dissout assez bien, et se colore en rouge rosé.
	Si l'on a employé la purpurine en excès, et qu'on retraite le résidu par l'eau d'alun, on obtient une solution qui donne une belle laque violette.

ALIZARINE.	PURPURINE.
Soumise à la chaleur, elle se fond et se volatilise : elle peut l'être plusieurs fois.	Elle est fusible et se volatilise en aiguilles d'un rouge plus foncé que ne le sont les aiguilles d'alizarine sublimée.

V. ÉTAT NATUREL.

La purpurine a été obtenue de la garance.

VI. PRÉPARATION.

Après avoir lavé à l'eau de la racine de garance, on la traite par l'eau d'alun. Cette dissolution, qui donnerait une laque rose si elle était mêlée avec du sous-carbonate de soude, précipite par l'acide sulfurique une matière qu'il ne s'agit plus que de chauffer dans un tube de verre pour en obtenir la *purpurine*. MM. Colin et Robiquet, qui ont découvert cette substance, disent que le précipité produit par l'acide sulfurique est susceptible de donner une belle laque avec l'alun. Ils n'ont obtenu la purpurine que par l'intermède de ce sel, tandis qu'ils n'ont obtenu, au contraire, l'alizarine que d'une matière qui n'avait pas été soumise à son action.

VII. USAGES.

Les usages de la purpurine, comme ceux de

l'alizarine, en teinture, ne sont point encore définitivement fixés; cependant MM. Robiquet et Colin se sont assurés que l'on fait de très-beau rouge *de garance* avec ces deux substances.

PREMIÈRE PARTIE DU COURS.

SEPTIÈME DIVISION.

COMPOSÉS INDÉFINIS, OU MÉLANGES DE PLUSIEURS PRINCIPES IMMÉDIATS ORGANIQUES.

TRENTIÈME LEÇON.

INTRODUCTION

A LA SEPTIÈME DIVISION.

MESSIEURS,

LA définition que nous avons donnée (TOM. I[er], *leçon* 2, *pag.* 29) de l'espèce considérée dans les corps composés, est applicable à tous ceux dont nous avons parlé jusqu'ici, à quelques exceptions près. En effet, chacun de ces corps est assujéti à une composition définie et peut être obtenu avec un ensemble de propriétés constantes, qui n'appartient qu'à lui, de sorte que le nom qui le désigne exprime implicitement, pour celui qui a étudié ce corps, *cet ensemble de propriétés*.

Lorsque nous avons eu des subtances qui, comme le charbon, l'acier, ne se classent point encore dans le système des espèces, nous les avons décrites dans des appendices placés à la suite de

l'histoire du corps qui constitue la plus grande partie de leur masse. Si nous avions fait un cours de chimie générale, nous aurions traité de la même manière des alliages qui ne rentrent point encore dans le système des espèces chimiques.

On retire des êtres organisés, et surtout des végétaux, beaucoup de matières, qui sont employées dans l'économie domestique et dans un grand nombre d'arts, et qui, considérées sous le point de vue chimique, présentent des combinaisons indéfinies, ou même de simples mélanges de diverses espèces de substances composées. Tels sont en général les huiles fixes, les huiles volatiles, les résines, les baumes, et les matières colorantes que le teinturier emploie pour colorer la laine, la soie et le ligneux.

Si toutes les espèces de corps que nous avons nommées des principes immédiats (TOM. 1er, *leçon* 1, *page* 46), et qui constituent les matières dont je parle, avaient été rigoureusement déterminées, on pourrait se dispenser, après avoir étudié ces espèces, de revenir sur leurs combinaisons indéfinies ou leurs mélanges. Malheureusement, il n'en est point ainsi. Nous som-

mes bien loin de connaître parfaitement les espèces qui constituent les diverses *sortes* d'huiles, de résines, de baumes, de matières colorantes qui se trouvent dans le commerce. Une conséquence de ce que *ces matières sont des combinaisons indéfinies ou des mélanges d'espèces qui n'ont pas été en général exactement déterminées*, c'est que le nom qui exprime *une sorte* de ces matières, ne présente plus à l'esprit de celui qui l'entend prononcer une idée aussi nette que celle que lui présente le nom d'une espèce bien distincte. Par exemple, les mots *fer, sulfate de protoxide de fer,* appliqués à des échantillons de ce métal, de ce sel, représentent au chimiste une idée parfaitement claire des propriétés de ces échantillons et de l'utilité dont ils pourront être dans les arts, soit pour faire avec le premier des barres d'une grande ténacité, de l'acier, etc., etc., soit pour faire avec le second du rouge à polir, de l'acide sulfurique fumant, de l'encre, etc. Mais il n'en sera plus de même des mots *huile fixe, résine.* Il y aura telle huile fixe (l'huile d'olive) qui formera avec la soude un savon solide, et telle autre (l'huile de colzat) qui formera avec elle un savon mou; telle autre (l'huile de lin) qui sera

propre à la *peinture* dite *à l'huile.* Il en sera de même de diverses sortes de résines; mais il y a plus; c'est que les divers échantillons d'une même sorte d'huile, d'une même sorte de résine, d'une même sorte de matière colorante, pourront présenter des différences plus ou moins grandes dans les propriétés qui les font rechercher pour un usage déterminé. Ainsi, tous les échantillons d'huile d'olive n'auront pas au même degré les propriétés qui la rendent précieuse pour les usages de la table, pour composer les *bains blancs,* dans lesquels on passe le coton qu'on veut teindre en rouge des Indes, etc., etc. Tous les échantillons d'indigo n'offriront point les mêmes avantages pour la teinture. Ces exemples sont assez nombreux pour faire concevoir la différence extrême qu'il y a entre une *espèce de corps composé* et une *collection d'espèces,* qui sont unies en proportions indéfinies ou simplement mélangées.

D'un autre côté, l'importance d'un grand nombre de ces dernières substances, qui sont des matières premières, dans les arts, particulièrement dans celui de la teinture, nous fait un devoir d'en parler d'une manière spéciale,

non-seulement sous le rapport de leur composition, mais encore sous celui des essais propres à en faire connaître la valeur réelle relativement au parti qu'on peut en tirer dans les arts où elles sont d'usage.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

HUILES, GRAISSES ET SAVONS.

SECTION Ire.

DE PLUSIEURS HUILES ET GRAISSES SUSCEPTIBLES DE FORMER DES SAVONS.

Il est facile aujourd'hui de se rendre compte de la diversité qu'on remarque dans un grand nombre de matières grasses saponifiables, telles que les huiles d'olive, de colzat, de poisson, etc., etc., les graisses d'homme, de mouton, de bœuf, de porc, etc., etc., lorsqu'on les compare entre elles sous le rapport de la fluidité, de l'odeur, de la couleur et des produits de leur saponification.

En effet,

L'huile d'olive }
L'huile de colzat } sont formées en grande partie

De stéarines,
D'oléine,
D'un principe colorant vert ou jaune (trace)
D'un principe odorant (trace);

La graisse humaine est formée

De stéarine d'homme,
D'oléine,
D'un principe colorant (trace);

La graisse de mouton l'est

De stéarines,
D'oléine,
D'hircine (en très-petite quantité),
D'un principe colorant (trace);

La graisse de bœuf l'est des mêmes corps, sauf l'hircine, qui est remplacée par un principe odorant sensible dans les bœufs qui sont échauffés par une longue course;

L'huile des marsouins, etc., l'est en grande partie

De cétine,
D'oléine,
De phocénine,
D'un principe colorant jaune;

Le beurre de vache, etc., l'est

De stéarines,
D'oléine,
De butirine,
D'un principe colorant jaune,
D'un principe odorant, autre que les acides butirique, caprique et caproïque (trace).

Connaissant les propriétés des stéarines, de

l'oléine, de la cétine, de l'hircine, de la phocénine, de la butirine, il est visible

1° Qu'on expliquera, par la propriété qu'ont ces corps inégalement fusibles, de s'unir en des proportions indéfinies, la diversité de fusibilité qu'ils présentent. Ainsi, les matières les plus abondantes en oléine, en phocénine, en butirine seront les plus fusibles; tandis que celles dans lesquelles domineront les stéarines et la cétine, le seront moins;

2° Que par la propriété qu'ont les stéarines de donner dans la saponification des acides stéarique et margarique, en plus forte proportion que ne le fait l'oléine, qui donne au contraire plus d'acide oléique, et en outre par la propriété qu'ont l'hircine, la phocénine, la butirine, de donner dans la saponification des acides plus ou moins odorans, on expliquera la propriété qu'ont les matières grasses, qui sont formées des principes saponifiables que je viens de nommer, de donner des savons plus ou moins solides, et plus ou moins odorans.

C'est surtout sous le rapport de la saponification que la distinction des stéarines et de l'oléine est d'une grande importance. En effet, si ces matières ne se distinguaient les unes des

autres que par la fusibilité, les conséquences qui se déduiraient de cette différence se borneraient à un petit nombre : par exemple, à ce que l'oléine ou les corps qui en contiennent beaucoup se brûleraient à la manière de l'huile, tandis que les stéarines se brûleraient sous la forme solide à l'état de chandelle ; mais en envisageant les propriétés des acides stéarique, margarique et oléique, et ensuite celles des acides hircique, phocénique, butirique, etc., etc., on explique la *solidité* ou la *mollesse* plus ou moins grande des savons fabriqués avec ces mêmes matières ; et en second lieu l'origine de leur odeur, si les matières saponifiées contenaient des acides hircique, phocénique, butirique, etc. Les grandes différences qui existent entre les stéarates et les oléates de potasse ou de soude, et d'une autre part les propriétés remarquables des acides hircique, phocénique, butirique, caprique et caproïque, deviennent des caractères du premier ordre pour distinguer comme *espèces* les substances d'où elles ont été extraites par la saponification.

De là résulte des faits très-importans pour l'art de fabriquer les savons, sur lesquels je reviendrai lorsque nous aurons examiné d'une manière

générale les principaux savons dont on fait usage en teinture et dans la préparation des étoffes.

SECTION II.

SAVONS.

CHAPITRE PREMIER.

DES SAVONS EN GÉNÉRAL.

I. COMPOSITION.

Tous les savons dont on fait usage dans les arts sont essentiellement formés d'acides stéarique, margarique, oléique, et d'un alcali qui est la potasse ou la soude.

Si les savons nouvellement fabriqués sont odorans, ils doivent cette propriété à un principe aromatique, distinct des trois acides précédens. Dans le savon d'huile d'olive, ce principe est celui de l'huile même : il ne s'y trouve que dans une proportion tout-à-fait indéterminable.

Dans le savon d'huile de poisson, il y a un principe qui était tout développé dans l'huile avant la saponification, et lorsque cette huile contenait, comme celle des dauphins, des marsouins, de la phocénine, le savon est rendu odorant en outre par l'acide phocénique.

Le savon de beurre doit son odeur détestable à l'acide butirique : elle domine tout-à-fait sur celle des acides caproïque et caprique.

Le savon de suif doit la sienne à l'acide hircique.

Lorsqu'on a décomposé un savon odorant par l'acide sulfurique, et qu'on a lavé suffisamment à l'eau chaude les acides stéarique, margarique et oléique qui en sont provenus, on obtient, en recombinant ces derniers à la potasse ou à la soude, ainsi que je m'en suis assuré, des savons inodores.

Le stéarate, le margarate et l'oléate de potasse ou de soude sont assujétis à des proportions fixes d'acide et de base; mais les savons qui résultent de leur union ne doivent pas être considérés comme des sels complexes définis; ce qui détermine les proportions respectives de stéarate, de margarate et d'oléate, qui les constituent, ce sont les proportions res-

pectives où la stéarine de mouton, la stéarine d'homme et l'oléine se trouvent dans les divers corps gras que l'on traite par la potasse ou par la soude, dans la vue de les convertir en savons; car ceux-ci ne se préparent pas en grand, en unissant directement les acides stéarique, margarique et oléique avec la potasse ou la soude.

Comme il existe des graisses et des huiles qui ne contiennent que de la stéarine d'homme et de l'oléine, les savons qui en résulteront ne contiendront que du margarate et de l'oléate; tandis que ceux qui proviendront de la saponification d'une matière grasse, contenant les deux espèces de stéarines et l'oléine, contiendront, outre ces deux sels, du stéarate.

Il y a dans tous les savons du commerce une certaine quantité d'eau, et, en général, un excès d'alcali, d'autant plus grand que le savon est plus mou, c'est-à-dire plus disposé à retenir l'eau. On conçoit aisément qu'il doit en être ainsi, lorsqu'on sait que cet excès d'alcali provient de l'eau mère qui est retenue entre les particules du savon. Il y a si peu de différence entre la capacité de saturation des acides stéarique, margarique et oléique, qu'un savon pur, c'est-à-dire exempt de tout excès d'alcali, con-

tient à très-peu près la même quantité de potasse ou de soude que le stéarate ou l'oléate de ces bases.

II. PROPRIÉTÉS.

D'après la connaissance que nous avons des propriétés des stéarates, des margarates et des oléates (TOM. II, *leçon* 24, *pag.* 68, et *leçon* 25, *pag.* 31), et ce que nous venons de dire, il est facile de se faire une idée juste des propriétés des divers savons du commerce, si l'on a égard à la proportion respective de leurs acides et à la nature de leur base.

Influence des acides.

L'acide margarique et surtout l'acide stéarique forment, avec la potasse et la soude, des sels qui sont moins solubles dans l'eau que l'oléate des mêmes bases, et il y a plus, c'est que les premières combinaisons sont décomposables par une suffisante quantité d'eau froide, en bisel insoluble, et en alcali qui se dissout (TOM. II, *leçons* 24 et 25), tandis que l'oléate de potasse ou de soude est soluble dans l'eau froide, et s'il a de la tendance à éprouver une décomposition analogue, il faut plus d'eau et plus de temps. Une conséquence de cet état

de choses, c'est que les savons d'une même base, potasse ou soude, seront d'autant plus solubles qu'ils contiendront plus d'acide oléique, relativement à l'acide margarique et surtout à l'acide stéarique.

Influence de la base alcaline (soude ou potasse).

La potasse forme avec les acides stéarique, margarique et oléique des sels plus décomposables et plus dissolubles par l'eau que ne le sont le stéarate, le margarate et l'oléate de soude : on conçoit donc qu'un savon, contenant les mêmes proportions de ces trois acides, sera plus attaquable par l'eau, s'il est à base de potasse, que s'il est à base de soude.

De là résulte ce fait, que la matière grasse qui contiendra le plus d'oléine et le moins de stéarine, étant saponifiée par la potasse, donnera le savon le plus dissoluble, ou, comme on dit, le plus *mou* possible, tandis que celle qui contiendra le plus de stéarine, et surtout de stéarine de mouton, donnera le savon le plus dur possible, si elle est saponifiée avec la soude.

Enfin il résulte de tout ce que nous avons

dit sur ce sujet, que l'on pourra, en mélangeant des graisses abondantes en stéarines, telles que le suif, avec des huiles abondantes en oléine, préparer des savons qui se placeront par leurs propriétés entre les savons que ces deux sortes de matières grasses auraient fournies, si elles eussent été saponifiées séparément. On pourra donc, par des mélanges, imiter un savon donné, lorsqu'on connaîtra les proportions des acides qui le constituent, et celles que des matières grasses saponifiables seront susceptibles de produire.

En parlant de la manière de préparer les acides stéarique, margarique et oléique (TOM. II, *leçon* 20, *page* 71), nous avons traité de l'action de l'eau sur les savons qu'ils forment avec la potasse : si ces savons sont complètement solubles à chaud dans ce liquide bouillant, nous avons vu qu'il en est autrement à froid; mais nous avons fait remarquer que dans ce dernier cas la présence de l'oléate empêche que le margarate et le stéarate soient complètement réduits en alcali, qui se dissout, et en sursel insoluble, puisqu'il y a toujours une portion plus ou moins grande de ces deux derniers sels, qui est dissoute avec l'oléate, en vertu de leur affinité mutuelle.

D'après cela, on voit qu'une solution bouillante de savon, en supposant que celui-ci soit bien purgé de tout excès d'alcali, doit être considérée comme une solution de deux ou de trois sels neutres, suivant que le savon est formé de margarate et d'oléate, ou qu'il l'est, outre ces deux sels, de stéarate; tandis qu'une solution de savon faite à froid (en supposant que le stéarate et le margarate soient à l'oléate dans une proportion plus forte que celle qui peut être retenue en solution par l'oléate), présente des sels neutres + l'excès d'alcali provenant des portions du stéarate et du margarate qui ont été réduites en bisels insolubles.

Le teinturier doit connaître parfaitement, non-seulement l'action de l'eau pure, à différentes températures, sur les savons qu'il emploie, mais encore celle des eaux naturelles qui sont susceptibles de tenir en dissolution des sels à bases insolubles. Il est évident, d'après ce que nous avons dit de l'action mutuelle des sels solubles (TOM. II, *leçon* 21, *pag*. 50), que la solution d'un savon, étant mêlée à la solution d'un sel de chaux ou de toute autre base qui forme avec les acides stéarique, margarique et oléique des sels insolubles, produira un préci-

pité de savon de chaux, et un sel soluble formé de la base du savon soluble et de l'acide qui était uni à la chaux. Or ces précipités, en s'appliquant sur des étoffes que l'on passe au savon dans des eaux qui contiennent des sels calcaires, magnésiens, etc., ont le grave inconvénient de faire *réserve*, c'est-à-dire, que les étoffes plongées ensuite dans des bains colorans, ne prennent point la teinture dans les parties qui sont recouvertes par ces précipités. Le même inconvénient a lieu lorsqu'on plonge dans des eaux calcaires, les étoffes qui ont été passées à l'eau de savon. Il se produit alors un savon terreux qui reste interposé entre les fibres de la laine ou du ligneux. Nous reviendrons, dans la seconde partie du cours, sur la manière de passer les étoffes au savon.

L'alcool dissout en totalité les savons de potasse et de soude, du moins quand il est bouillant.

Enfin, tous les corps qui décomposent les stéarates, margarates et oléates de potasse ou de soude, décomposent les savons de ces mêmes bases.

CHAPITRE II.

DE QUELQUES SAVONS EN PARTICULIER.

§ Ier.

SAVONS A BASE DE POTASSE, OU SAVONS MOUS.

SAVON D'AXONGE.

On peut préparer, avec l'axonge et la potasse, un savon pour l'usage de la toilette.

Un savon que j'avais préparé moi-même, ayant été soumis à la presse, m'a donné :

Eau	18,95	
Acides stéarique, margarique et oléique	65,74	100
Potasse	15,31	23,30

L'ayant pressé de nouveau il a donné :

Eau	11,75	
Acides	71,97	100
Potasse	16,28	22,61

On voit qu'il contenait un excès de potasse,

et que cet excès était dissous, du moins en partie, dans l'eau, puisqu'en en séparant une portion de celle-ci par la pression, la quantité de potasse s'est trouvée plus petite dans le savon pressé deux fois.

SAVONS MOUS D'HUILES DE GRAINES.

On prépare ces savons avec des huiles de chenevis, de lin, d'œillet, de colzat, de navette.

Les huiles de chenevis, de caméline, de lin et d'œillet, sont appelées *huiles chaudes* par les Flamands, et *huiles jaunes* par les Picards.

Les huiles de colzat et de navette sont appelées par les premiers *huiles froides*, et par les seconds, *huiles vertes*.

Les épithètes de *chaudes* et *froides*, données aux huiles de graines, signifient que les premières ne se figent pas, comme le font les secondes, à la température de zéro environ.

On mélange en général les huiles, de manière qu'en été les huiles froides dominent sur les chaudes, et qu'en hiver le contraire a lieu. La raison en est que, dans le premier cas, le savon serait trop mou, à cause de la prédominance de l'oléate sur le margarate, tandis qu'en hiver, l'abaissement de la température suffit, avec une

faible proportion de margarate, pour donner au savon la consistance convenable.

Dans le nord de la France, on fabrique les savons mous avec ces huiles et la potasse des Vosges ou celle du nord de l'Europe.

On commence par rendre l'alcali caustique, au moyen de la chaux. On peut opérer dans des cuves de pierre calcaire.

On saponifie l'huile dans des chaudières, qui peuvent être en fer battu, ou en briques avec un fond en cuivre. On y verse d'abord la moitié de l'huile environ qu'on veut saponifier et une certaine quantité de lessive. On chauffe jusqu'à l'ébullition; la matière se gonfle beaucoup et on ajoute peu à peu le reste de l'huile et de la lessive. Lorsque la matière est *bien liée,* c'est-à-dire homogène et demi-transparente, on concentre le savon pour en séparer l'excès d'eau. On juge qu'il est *cuit,* si en en prenant une petite quantité, il se fige dans un *certain temps,* que la pratique a appris à connaître.

Lorsque le savon a été fait avec une huile jaune, et qu'on veut lui donner une couleur verte, on ajoute, sur la fin de la cuisson, de l'acide sulfo-indigotique.

Enfin on le colore encore, 1° avec un mélange

de 1 partie de sulfate de protoxide fer, de $\frac{1}{2}$ partie de noix de galle et de $\frac{1}{2}$ partie de bois de campêche; 2° avec du sulfate de cuivre, etc.

Le savon d'huile de chenevis est d'un brun noir. Aussi l'appelle-t-on *savon noir.*

Le savon vert ou noir suffisamment concentré, est transvasé au moyen de poches de cuivre jaune, de la chaudière où on l'a cuit, dans des cuves de pierre calcaire, où il se refroidit, et d'où on le tire ensuite, pour le mettre dans des tonneaux.

Les savons mous sont formés de quantités assez variables d'eau, d'acides et de potasse. On en trouve qui contiennent

	Chevreul.					
Eau	46,5		48		52	
Acid. marg. et oléiq.	44,0	100	42,88	100	39,2	100
Potasse	9,5	21,5	9,12	21,3	8,8	22,5
	100,0		100,00		100,0	

Ils sont principalement employés pour fouler et dégraisser les étoffes de laine, et quelquefois même pour le blanchissage du linge sale.

Le savon noir d'huile de chenevis sert particulièrement à dégraisser la laine en *échets;* il n'est guère d'usage pour les draps, à cause de la mauvaise odeur qu'il leur communique.

§ II.

SAVONS A BASE DE SOUDE, OU SAVONS SOLIDES.

Les savons à base de soude se font avec l'huile d'olive, le suif et diverses graisses.

SAVON D'HUILE D'OLIVE.

Le savon d'huile d'olive se prépare particulièrement à Marseille.

Il doit avoir la *coupe douce*, c'est-à-dire, qu'en le coupant au couteau il doit présenter une surface lisse, luisante, non grenue. On ne veut pas qu'il ait la même solidité que le savon de suif; dès lors il ne faut pas qu'il contienne une trop forte proportion de stéarate et de margarate de soude. Or, pour qu'il ait les propriétés qu'on y recherche, il faut avoir égard à la nature des huiles d'olive, qui peuvent être plus ou moins abondantes en stéarines, et à celle des soudes. Toutes les fois qu'on fait usage d'une soude artificielle, celle-ci n'agit que comme soude; lorsqu'on fait au contraire usage de soude naturelle, il peut arriver que l'on fasse à la fois du savon à base de potasse, en même temps

que du savon à base de soude, par la raison qu'il existe des sels de potasse dans *les soudes naturelles;* mais parce que le chlorure de sodium décompose les savons à bases de potasse, et que, dans toutes *les soudes naturelles* ce chlorure existe, il s'ensuit que l'on peut n'obtenir qu'un savon à base de soude avec une soude naturelle, quoique celle-ci contienne de la potasse.

Quoi qu'il en soit, c'est, dit-on, pour prévenir l'effet d'une proportion trop forte de stéarine, ou celui de l'absence de la potasse dans la soude, que l'on est dans l'usage aujourd'hui, à Marseille, d'ajouter aux huiles d'olive qu'on saponifie, $\frac{1}{10}$ au moins d'huiles de graines.

On estime généralement que 100 parties d'huile d'olive exigent 54 parties de soude brute, représentant 19,44 de sous-carbonate sec ou 11,7 de soude pure.

On distingue deux sortes de soude : 1° *la soude alcaline ou douce*, contenant de 0,33 à 0,36 de sous-carbonate, et quelques centièmes seulement de chlorure; 2° la *soude salée*, qui contient une quantité notable de ce dernier.

Nous allons parler de la fabrication du savon de Marseille, d'après M. Poutet, qui l'a suivie

sur les lieux mêmes, avec toute l'attention nécessaire pour la décrire en détail dans l'Encyclopédie méthodique.

(*a*) On commence par réduire les soudes alcalines ou salées en petits morceaux ; on les mêle avec le tiers ou la moitié de leur poids de chaux caustique, qu'on a préalablement éteinte avec de l'eau.

On traite le mélange avec l'eau, et on obtient

Une *première lessive,*	marquant de	20 à 25° ;
Une *seconde lessive*	—	10 à 15° ;
Une *troisième lessive*	—	4 à 6°.

Ces lessives sont recueillies séparément.

Les lessives de *soude alcaline* ne servent dans la fabrication du savon marbré que pour l'*empâtage* de l'huile, mais elles peuvent servir pour toutes les opérations du savon blanc.

Les lessives de *soude alcaline* mêlées de *soude salée*, sont toujours employées au *relargage*, à la *coction*, et à la *liquidation* de la pâte du savon marbré.

A. FABRICATION DU SAVON MARBRÉ.

Empâtage.

(*b*) Les chaudières à savon de Marseille ont leur fond en cuivre et leurs parois en briques ;

elles portent à leur fond un tuyau appelé l'*épine*. On remplit $\frac{1}{3}$ environ de leur capacité avec un mélange des 3 lessives, qui doit marquer de 8 à 9°, si l'huile contient la plus grande quantité possible de stéarine, et de 10 à 11°, si elle contient la plus grande quantité possible d'oléine. On porte la lessive à l'ébullition, et on y verse ensuite l'huile d'olive qu'on veut saponifier, dont le volume peut s'élever à 64 hectol. et le poids à 7200 kilog. Au moment où les matières sont en contact, elles forment une émulsion. Peu à peu l'action chimique se développe; on remue de temps en temps avec un redable. La masse doit être maintenue homogène, sans lessive séparée à sa partie inférieure, sans huile séparée à sa surface. Si ce dernier cas se présentait, il faudrait ajouter un peu de lessive.

(*c*) On achève d'*empâter* l'huile avec de nouvelle lessive, et après 18 à 20 heures d'ébullition l'empâtage est achevé.

Relargage.

(*d*) On introduit alors dans la chaudière une lessive tenant une certaine quantité de chlorure de sodium, ou, en d'autres termes, une lessive *alcalino-salée,* qui est appelée *recuit.* Cette ad-

dition, qui est le *relargage*, fait que la masse, en partie saponifiée, s'isole de la plus grande partie du liquide aqueux. On éteint le feu; on laisse reposer la liqueur 2 ou 3 heures, puis on l'*épine*, c'est-à-dire qu'on la fait couler par l'épine dans un réservoir d'où elle est ensuite portée sur le mélange de chaux et de soude qui a donné les lessives fortes.

Coction.

(*e*) On met dans la chaudière de la *lessive forte alcalino-salée* qui marque de 18 à 20°. On fait bouillir pendant 15 à 20 heures. Puis on *épine*.

(*f*) On ajoute ensuite de la lessive de 20 à 25°, on chauffe de manière à faire bouillir tranquillement. Peu à peu la masse acquiert plus de consistance. On *épine*.

(*g*) On ajoute de la lessive de 28 à 30°, on fait bouillir et on remue la pâte pour en mêler les couches supérieures avec celles du fond. On *épine*.

(*h*) On ajoute encore des lessives, et cela 4 ou 5 fois; en un mot jusqu'à ce que la pâte ait l'odeur de la violette, et qu'en en pressant un peu entre les doigts, elle s'écaille tout-à-fait en

se refroidissant, et sans adhérer à la peau. On *épine*.

(*i*) Le savon étant cuit, et la lessive épinée, la pâte est d'un gris bleuâtre foncé. Suivant M. d'Arcet, elle ne contient que 0,16 d'eau, et doit sa couleur à de l'hydrosulfate de fer uni à un savon d'alumine.

C'est alors qu'il faut *madrer le savon*.

Madrage.

(*j*) Dans le cas où l'on juge que la pâte de savon n'est pas assez colorée, on fait dissoudre de 2 à 3 kil. de sulfate de protoxide de fer dans l'eau, et on arrose le savon avec cette solution, en ayant soin de bien mêler les matières. Il se forme du sulfate de soude et un hydrate de fer vert; si la lessive employée contenait de l'hydrosulfate, il se produirait en outre de l'hydrosulfate de protoxide de fer noir. Telle est la manière de préparer le madrage pour le bleu pâle. Le *bleu vif* exige plus de sulfate de fer et en outre une addition de brun rouge ou d'argile colorée par le peroxide de fer.

Liquidation.

(*k*) Supposons la pâte suffisamment colorée,

il faut lui faire absorber de l'eau de manière à la ramollir et à en faire un tout homogène. Pour cela on y ajoute des lessives de 3 à 4 et de 10 à 12°; mais tantôt on commence par celles-ci, et tantôt par les premières. Lorsque la pâte se fend sur plusieurs points, qu'en y enfonçant la main et en la retirant on aperçoit que le savon est bien homogène et séparé de la lessive, et en outre que le liquide extrait par l'épine marque 15°, le savon est bon à couler.

Coulage dans les mises.

(*l*) Les mises dans lesquelles on coule le savon sont des caisses de bois à parois fixes, ou bien elles sont construites en dales liées par un ciment. Le savon puisé dans la chaudière est versé dans un très-long canal en bois, qui s'appuie par son extrémité supérieure contre le bord de la chaudière, tandis que son extrémité inférieure communique avec les mises. Le savon coulé est à l'état d'une pâte très-molle, grise, dans laquelle on distingue une certaine quantité de lessive; peu à peu celle-ci s'en sépare, et la matière de la marbrure tendant à se précipiter, mais ne le pouvant à cause de la viscosité de la pâte, y reste sous la forme de veines et de flo-

cons, distribués d'autant plus convenablement, que le refroidissement ne s'opère ni trop rapidement, ni trop lentement. Le savon a la solidité qu'il faut au bout de huit à dix jours.

Division des savons en gros pains.

(*m*) On trace des lignes droites sur le savon au moyen d'un poinçon et d'une règle, puis, on le débite avec de longs couteaux, dont le manche est horizontal. La liqueur aqueuse n'est évacuée qu'à l'époque où l'on retire tout le savon des mises.

Le savon marbré est formé en général de

Eau	30
Savon	70
	100

B. SAVON BLANC.

On choisit les huiles les moins colorées, et, en procédant comme il a été dit plus haut (*a, b, c, d, e, f, g, h, i*), on parvient à préparer du savon blanc. Cependant il y a de l'avantage à n'employer que des lessives de *soude douce* pour toutes les opérations, la petite quantité de chlorure de sodium qui s'y trouve étant suffisante pour l'effet qu'il doit produire.

Lorsqu'on est arrivé au point où la pâte est

cuite et d'un gris uniforme, on y ajoute de la lessive faible pour la bien pénétrer de liquide; puis on la tire dans une autre chaudière, où l'on a fait chauffer de la lessive de 4 à 5 degrés. Là on continue l'opération pendant 30 à 40 heures, en ajoutant de temps en temps de la lessive faible. La matière devient assez fluide pour que toute la partie colorée, qui produit la marbrure, se dépose au fond, et pour qu'une autre portion de matière étrangère se sépare sous la forme d'écumes, qu'on a soin d'enlever.

Le savon blanc est coulé dans des mises, dont le fond est couvert d'une couche de 0^m,02 d'épaisseur de chaux en poudre, qui a été éteinte à l'eau et à l'air. Dès qu'il remplit une mise, on l'agite pour faire venir les parties du centre à la partie supérieure qui s'est durcie; et quelque temps après, lorsqu'il a pris de la solidité, on le frappe avec des masses planes de bois : cette manipulation a pour objet d'en rendre la surface unie.

Enfin, on le coupe en gros pains carrés de 20 à 25 kilog., qu'on nomme *savon en table.*

Le savon en table est formé en général de

Eau	45,2
Savon	54,8
	100,0

C. SAVON DE SUIF.

Ce savon est principalement préparé en Angleterre, dans le nord de l'Europe et de l'Amérique.

On peut saponifier le suif par des procédés semblables à ceux que nous venons de décrire.

Je ne doute pas qu'il n'y aurait plusieurs pratiques avantageuses à introduire dans la fabrication du savon. Ainsi, en commençant l'opération à une douce chaleur, en agitant très-souvent la matière, on économiserait, non-seulement du combustible, mais du temps. Il ne me paraît pas douteux non plus que les opérations qui ont pour objet de séparer les lessives épuisées de leur alcali, ne soient trop multipliées.

DE DIFFÉRENTES MANIÈRES DE TROMPER L'ACHETEUR DANS LE COMMERCE DES SAVONS.

Celui qui achète un savon peut être trompé de diverses manières; par exemple :

1° Le savon aura été mêlé à des corps étrangers, tels que de la craie, de l'argile, des soudes lessivées, du chlorure de sodium, de l'amidon, de la fécule, ou des corps analogues;

2° Il contiendra une plus grande quantité d'eau que celle que nous avons notée, pour le savon de potasse, le savon marbré et le savon blanc d'huile d'olive ;

3° Il contiendra une portion de matière grasse non saponifiée;

4° Il aura été préparé avec une matière grasse d'un prix moins élevé que celui de la matière qui lui donne son nom.

Nous allons examiner successivement ces quatre cas.

1° Il suffit de traiter 5 grammes de savon par l'alcool bouillant, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de résidu, ou, s'il y en a un, qu'il soit épuisé de toute matière soluble.

Si le savon est blanc et pur, la solution est complète;

Si le savon est marbré et pur, le résidu n'excède pas 0,gr05.

Dans le cas contraire, le savon aura été sophistiqué; le résidu sera pesé avec soin, puis traité par l'eau froide, pour savoir s'il cède à ce liquide du chlorure de sodium ou quelque sel à base de soude ou de potasse. S'il y est insoluble, on le traitera par l'eau bouillante; et s'il s'y dissout, on verra si la dissolution devient

bleue avec l'iode, comme le fait l'amidon. Dans le cas où l'eau ne le dissoudrait ni à froid ni à chaud, il faudrait le traiter par l'acide hydrochlorique, et voir si, comme la craie, il s'y dissout avec effervescence, etc.

2° Pour déterminer exactement la quantité d'eau contenue dans un savon, il faut, s'il est dur, le couper en petits rubans minces, en peser 1 gramme, et l'exposer au bain d'huile jusqu'à ce qu'il ne diminue plus de poids. La perte qu'il éprouve représente la quantité d'eau, et l'on voit si elle correspond aux proportions que nous avons données plus haut.

On peut encore déterminer celle-ci en décomposant le savon par l'acide hydrochlorique, quand on s'est assuré d'ailleurs qu'il est entièrement soluble dans l'eau. On fait évaporer la liqueur aqueuse, à laquelle on réunit le lavage des acides gras hydratés; on pèse le résidu de chlorure de sodium ou de potassium. Enfin on pèse les acides gras. Avec ces données il est aisé de déterminer le poids des acides secs et de la potasse ou de la soude; en retranchant la somme de ces poids du poids du savon analysé, on a la quantité d'eau que contenait ce dernier.

Nous avons vu que, lorsque la pâte du savon

3.

marbré est cuite, elle ne contient, suivant M. Darcet, que 0,16 de son poids d'eau. Nous avons vu en outre que, pour le marbrer, il faut que la pâte ait assez de viscosité pour retenir la matière ferrugineuse colorante, autrement cette matière se déposerait, et l'on aurait alors du savon blanc. Il résulte de là que, dans la confection du savon marbré, on ne peut dépasser une certaine proportion d'eau, et l'on admet généralement qu'il ne peut guère en tenir plus de 0,30. Il n'en est pas de même du savon blanc; il peut en absorber une quantité considérable; d'où il suit que celui qui achètera un savon sans l'essayer, courra moins la chance d'être trompé, en prenant du savon marbré qu'en en prenant du blanc.

Les marchands qui vendent le savon blanc avec une surcharge d'eau, le conservent dans de l'eau saturée de chlorure de sodium. Si l'on plonge dans cette solution du savon blanc, au moment où il sort de sa mise, et qu'on l'y laisse un mois, il pourra éprouver une telle augmentation de poids, que 100 parties de savon sec, qui ne devraient retenir que 82,5 d'eau, pèseront 254.

3° Pour reconnaître si un savon contient une

matière grasse non saponifiée, on le décompose par l'acide hydrochlorique, on lave les acides gras, on les unit à la baryte, et on traite la matière par l'alcool bouillant, après l'avoir épuisée par l'eau bouillante. L'alcool dissout la matière grasse non saponifiée; il est aisé de la distinguer d'une petite quantité de savon de baryte, qui s'est dissoute avec elle. La matière grasse non saponifiée doit se fondre à une douce chaleur, et ne pas rougir le papier de tournesol humide.

4° Je ne prétends pas dire qu'il y ait fraude toutes les fois qu'on fait entrer dans la préparation d'un savon une matière grasse, d'un prix moins élevé que celle qui donne son nom à ce savon; par la raison que si nous supposons un savon formé d'acides stéarique, margarique et oléique, dans des proportions déterminées, provenant d'une matière grasse *a*, on ne pourrait regarder comme fraudeur celui qui en fabriquerait un identique avec des acides stéarique, margarique et oléique provenant de matières *b*, *c*, *d*, dont le prix serait moins élevé que celui de la matière *a*. Mais il est évident qu'il n'en serait plus de même, si le fabricant remplaçant la matière *a*, par des matières *b*, *c*, *d*, d'un prix moins élevé qu'elle, faisait des savons qui

n'auraient pas les mêmes propriétés que celui de la matière *a*.

En général, les matières qu'on peut employer dans ce dernier cas donnent au savon plus de mollesse, parce qu'elles sont abondantes en oléine; et il en est plusieurs, comme les huiles de poisson, le beurre gâté, qui lui donnent une mauvaise odeur.

Pour reconnaître si un savon est plus mou qu'un autre, il faudra le décomposer par un acide, et prendre le point de fusion des acides gras. Si leur degré de fusibilité est le même, on sera certain que les deux savons seront également solides, en admettant cependant que leurs parties alcalines soient identiques.

Quant aux savons qui ont de l'odeur, celle-ci est très-propre à faire reconnaître la matière avec laquelle ils ont été préparés. Ainsi l'odeur d'huile d'olive est sensible dans le savon préparé avec cette huile; le savon de beurre est reconnaissable à l'odeur de l'acide butirique; le savon d'huile de poisson a une odeur de cuir ou d'acide phocénique; le savon de suif a l'odeur de l'acide hircique. Ces odeurs se manifestent surtout, quand on traite, à une douce chaleur, les savons par les acides.

DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

DES MATIÈRES TINCTORIALES.

CHAPITRE PREMIER.

DES INDIGOS.

I. COMPOSITION.

Les indigos du commerce sont, comme je l'ai dit déjà, des matières très-complexes, dont les unes sont unies à l'indigotine, tandis que les autres y sont simplement mélangées.

Parmi le grand nombre des substances que les indigos du commerce peuvent contenir, il en est une très-remarquable qui a été étudiée successivement par Bergman, par moi et par M. Berzelius, sous le nom de *résine rouge de l'indigo.* Je vais en faire connaître les propriétés:

Elle est d'un rouge noir à l'état sec;

Elle est neutre aux réactifs colorés;

Elle est insoluble dans l'eau;

Elle se dissout dans l'alcool et dans l'éther.

Les solutions sont d'un beau rouge; la première précipite par l'eau.

Les acides faibles et les alcalis ne la dissolvent pas.

L'acide sulfurique concentré la dissout et se colore en jaune.

L'acide nitrique fumant la dissout et se colore en pourpre; l'eau précipite la résine rouge de cette solution. Si l'on fait chauffer cette dernière il y a décomposition; la liqueur perd sa couleur pourpre et devient jaune.

Chauffée au milieu de l'air, elle se fond et s'enflamme.

Elle présente à la distillation des phénomènes très-remarquables qui ont été décrits par M. Berzelius. Cet illustre chimiste a vu qu'en la distillant dans le vide, elle se fond, bout et se charbonne; il ne se dégage pas de gaz, les produits sont *des cristaux sublimés incolores* et de la *résine rouge non altérée.* On sépare ces deux matières au moyen de l'alcool qui dissout proportionnellement plus de résine que de la substance cristallisée.

Cristaux incolores.

Ils sont fusibles, volatils en partie, sans décom-

position. Le produit altéré n'est ni acide, ni alcalin.

Ils sont neutres aux réactifs colorés.

Ils ne sont pas solubles dans l'eau ; ils le sont, mais lentement, dans l'alcool et l'éther.

Mis en contact avec l'acide sulfurique concentré, il se produit deux composés jaunes : l'un est liquide et l'autre est solide.

L'acide hydrochlorique les dissout en se colorant en jaune.

L'acide acétique en dissout un peu, et ne se colore pas.

L'acide nitrique faible colore sur-le-champ les cristaux en pourpre ; ils sont changés en *résine rouge :* fait extrêmement curieux.

M. Berzelius ignore si les cristaux sont tout formés dans l'indigo, ou s'ils sont le résultat d'une altération de la résine rouge.

II. ANALYSE DES INDIGOS, ET PRÉPARATION DE L'INDIGOTINE PAR LA VOIE HUMIDE ET LA VOIE SÈCHE.

Je vais rapporter ici les résultats de l'analyse d'un indigo du commerce que j'ai faite avec quelque soin il y a une douzaine d'années.

L'indigo fut traité successivement, 1° *par*

l'eau, 2° par l'alcool, 3° par l'acide hydrochlorique, 4° par l'alcool.

1° *Traitement par l'eau.*

(*a*) On fit infuser l'indigo dans l'eau à une température de 60 à 80°. On décanta la liqueur éclaircie, on la filtra et on la concentra dans une cornue; enfin on épuisa l'indigo de tout ce qu'il put céder à l'eau chaude.

Les premiers lavages étaient d'un jaune rougeâtre; soumis à la distillation, dans une cornue de verre, ils donnèrent :

(*b*) Un produit très-*ammoniacal* et odorant;

(*c*) Un liquide qui déposa en se concentrant :

1° De *l'indigotine*, laquelle était auparavant à l'état incolore;

2° Des flocons verts formés *d'une substance azotée, d'une matière jaune* et *d'indigotine.*

(*d*) La liqueur d'où les flocons verts s'étaient séparés, fut réduite par l'alcool *en un résidu* et en *une matière soluble.*

RÉSIDU (*d*).

(*e*) L'eau l'a dissous en partie seulement.

1° *Matière insoluble*, restée sur le filtre.

Elle était formée

(*a*) D'un principe colorant jaune uni à la subtance azotée dont il a été question plus haut;

(*b*) De phosphate de chaux;
(*c*) De phosphate de magnésie;
(*d*) D'oxide de fer.

} Ils étaient en bien plus grande proportion que les 2 substances (*a*).

2° *Liqueur filtrée* (*e*)

(*f*) Elle contenait:

(*a*) Une combinaison de principe colorant jaune, de subtance azotée, et d'un acide organique;
(*b*) Du sulfate de potasse;
(*c*) Du phosphate de magnésie;
(*d*) Du phosphate de chaux.

Il est remarquable que l'ammoniaque, qu'on versait dans la solution, précipitait le phosphate de magnésie à l'état de sel double, tandis que presque tout le phosphate de chaux restait dans la liqueur.

MATIÈRE SOLUBLE DANS L'ALCOOL (*d*).

(*g*). Cette solution évaporée déposa une *matière d'un rouge brun*, formée d'*une substance azotée*, d'*un acide végétal* et de *principes colorans jaune et rouge* (ce dernier était probablement de la résine rouge). Cette matière donnait, à la distillation, du sous-carbonate d'ammoniaque, et un produit odorant qu'exhale l'indigo qui brûle.

(*h*) La liqueur, d'où le composé précédent s'était séparé, fut évaporée à sec; le résidu repris par l'alcool laissa une certaine quantité d'un composé analogue au précédent (*g*). La solution alcoolique concentrée, puis mêlée à l'eau, donna un précipité qui fut redissous à chaud.

Cette solution contenait :

1. Des principes colorans jaune et rouge;
2. Un acide végétal;
3. De la substance azotée;

Mais celle-ci n'était qu'en petite quantité, la plus grande partie ayant été séparée par la concentration de l'alcool (*g*). Il est remarquable que ce composé de principes colorans et d'acide avait la propriété de précipiter la gélatine. Il ne me paraît pas douteux que l'alcool avait dissous (*d*) un composé d'acide végétal, de principes colorans et de substance azotée, qui ensuite avait été réduit en deux composés, dont l'un insoluble avec excès de substance azotée, et l'autre soluble, avec excès d'acide et de principes colorans.

4. Du chlorure de potassium;
5. Du sulfate de potasse;
6. De l'acétate de potasse;

7. De l'acétate d'ammoniaque;
8. Du phosphate de magnésie.

2° *Traitement par l'alcool.*

(*i*) L'indigo qui avait été soumis à l'action de l'eau fut traité par l'alcool dans le digesteur distillatoire.

On a dissous par ce moyen,

1. De l'acide organique;
2. Du principe colorant jaune;
3. De la substance azotée;
4. De la résine rouge;
5. De l'indigotine;
6. De l'acétate de chaux;
7. De l'acétate de magnésie;
8. Un principe odorant;

c'était celui qui se développe dans les cuves d'indigo, et qui adhère assez fortement aux étoffes que l'on teint en bleu foncé dans ces cuves.

(*k*) On distilla la liqueur alcoolique, pour recueillir la plus grande partie de l'alcool; en ajoutant de l'eau au résidu de la distillation, on précipita *la résine rouge*, de *l'indigotine* et une petite quantité de *substance azotée* unie à *du principe jaune* et à *de l'acide organique;* et en distillant le liquide, on obtint *le principe odorant.*

(*l*) On purifia la résine en la traitant par l'eau bouillante, puis la dissolvant par l'alcool, précipitant par l'eau, et enfin, après l'avoir fait bouillir avec ce liquide, la traitant par l'éther hydratique froid qui ne dissout pas l'indigotine.

(*m*) Les corps qui ne furent pas précipités par l'eau avec la résine rouge étaient la plus grande partie de l'*acide organique*, du *principe jaune* et de la *substance azotée*, enfin tous les acétates de *chaux* et de *magnésie*.

3° *Traitement par l'acide hydrochlorique.*

(*n*) L'acide hydrochlorique enleva à l'indigo, qui avait été traité par l'alcool, de l'*oxide de fer*, de l'*alumine*, des *phosphates de chaux et de magnésie*, et des *sous-carbonates de ces bases*, avec un peu de *substance azotée* et de *résine rouge*.

4° *Traitement alcoolique.*

(*o*) Après ces traitemens, l'indigo fut soumis de nouveau, dans le digesteur, à l'action de l'alcool, afin d'en séparer un reste de résine rouge qui y tient fortement. On continua les lavages jusqu'à ce que l'alcool se teignît en bleu, et

qu'évaporé, il ne laissât plus de trace de résine rouge.

Tel est le procédé au moyen duquel j'ai obtenu l'indigotine.

On peut encore, lorsqu'on ne veut pas étudier les corps qui l'accompagnent, traiter l'indigo par l'acide sulfurique faible, la potasse, l'alcool, et enfin le dissoudre dans la chaux, après l'avoir mêlé à du sulfate de protoxide de fer, et recevoir, ainsi que l'a fait M. Berzelius, la liqueur filtrée dans de l'acide hydrochlorique.

On peut encore obtenir l'indigotine en soumettant l'indigo à l'action de la chaleur; mais non-seulement il y a toujours une assez grande quantité de matière décomposée, mais l'indigotine est souvent salie par de l'huile empyreumatique ou est mêlée de résine rouge, ainsi qu'on peut le reconnaître en la traitant par l'alcool bouillant ou par l'éther.

Pour sublimer l'indigo avec le moins de perte possible, il faut le porter le plus promptement possible à la température où il doit se volatiliser, et diriger sur lui un courant d'un gaz dépourvu d'oxigène, afin d'entraîner la vapeur aussitôt qu'elle se produit.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES INDIGOS.

Les indigos du commerce sont solides. Lorsqu'ils ne sont point en petits morceaux légers, d'un beau violet, mais qu'ils ont la forme de pains carrés, on aime que ceux-ci soient d'un beau violet, qu'ils prennent un aspect cuivré par le frottement d'un corps dur et poli, qu'ils ne présentent pas dans leur intérieur, lorsqu'on les a cassés, des cavités tapissées de veines brunes ou blanchâtres; enfin qu'ils soient sans gerçures à l'extérieur.

Lorsqu'ils sont colorés en bleu, et non en violet, c'est en général l'indication d'une proportion de matière jaune plus ou moins grande. En effet, ils doivent la couleur violette à l'indigotine; la présence de la résine rouge peut y contribuer aussi; conséquemment, si les indigos paraissent bleus, c'est qu'il y a une matière jaune qui, tendant à faire du vert avec le bleu de l'indigotine, neutralise sa couleur rouge et celle de la résine.

La couleur obscure, terne et brune, indique en général que les indigos ont éprouvé quelque altération dans leur préparation.

Les indigos ne doivent point avoir d'odeur.

IV. PRÉPARATION DES INDIGOS DU COMMERCE.

On peut extraire, ou, comme on le dit aussi, fabriquer de l'indigo avec plusieurs espèces de plantes, telles que l'*indigofera anil*, l'*indigofera argentea*, l'*indigofera emarginata*, le *nerium tinctorum*, l'*isatis tinctoria*; mais presque tous les indigos du commerce proviennent des espèces du genre *indigofera*.

On suit deux procédés généraux pour préparer l'indigo avec les feuilles des indigofères, ou l'on fait usage des *feuilles vertes*, ou l'on fait usage des *feuilles sèches*. Nous allons décrire rapidement ces deux procédés.

A. *Préparation de l'indigo avec les feuilles vertes.*

Lorsque la plante contient le plus possible d'indigotine, c'est-à-dire lorsque la plupart des individus sont en pleine fleur, et que les fruits commencent à nouer, on coupe les branches avec une serpette, à un pouce environ du tronc, s'il s'agit d'un indigofère tel que celui du Sénégal; ou on coupe la plante même avec une faucille ou une faux plus épaisse, plus courte et plus acérée que celles qui servent pour les foins, à 4 ou 5 pouces de terre, s'il s'agit d'un

indigofère tel que celui qu'on cultive au Bengale.

La préparation de l'indigo demande trois cuves en maçonnerie bien cimentées à l'extérieur, et qui soient disposées en escalier, de manière que le liquide de la plus élevée puisse s'écouler dans la seconde, et le liquide de celui-ci dans la troisième.

La première s'appelle la *trempoire* ou *pourriture* : c'est la plus grande;

La seconde s'appelle la *batterie* : elle est plus étroite, mais plus profonde que la précédente;

La troisième s'appelle le *bassinet*, le *diablotin*, le *voleur* : elle est bien plus petite que la batterie.

Les parties herbacées de l'*indigofère* une fois récoltées, on les arrange dans la trempoire, en évitant de les fouler et pourtant de laisser des vides ; on met dessus des planches épaisses ; celles-ci sont maintenues par deux barres de bois, qui glissent horizontalement chacune dans les trous de quatre gros prismes carrés de bois, qu'on appelle les clefs, et qui sont enfoncés verticalement dans la terre. Les planches ne doivent pas presser contre les feuilles, mais seulement s'opposer à ce qu'elles surnagent sur l'eau qui doit agir dessus.

La trempoire étant chargée, on y fait arriver l'eau au moyen d'une *gouttière*. Il s'établit bien-

tôt un mouvement de fermentation ; de petites bulles se dégagent, la couleur du liquide passe du jaune au vert foncé, et la surface devient cuivrée. La température s'élève; beaucoup de gaz se dégage, et la liqueur se couvre d'une écume violette.

Il me semble que, dans cette opération, l'indigotine blanche se dissout, mais j'ignore sous l'influence de quel corps : il me semble encore que l'oxigène atmosphérique de l'eau, en en oxidant une portion, donne lieu, soit à de l'indigotine pourpre qui forme du vert avec le jaune de la liqueur aqueuse, soit à de l'indigotine verte (c'est-à-dire à un oxide d'indigotine inférieur à celui qui constitue l'indigotine pourpre). Quant à la pellicule cuivrée, elle est due à de l'indigotine qui s'oxide complètement aux dépens de l'air ambiant. Lorsqu'on juge que l'eau est suffisamment chargée d'indigo, c'est-à-dire, en général, au bout de 10 à 12 heures, on débouche le trou de la *trempoire*, afin de la faire écouler dans la *batterie*. Les signes auxquels on reconnaît qu'il faut transvaser, sont que l'eau tirée du fond de la trempoire dans une tasse d'argent, est d'un beau jaune qui passe bientôt au vert et dépose un indigo en petits flocons grenus, mobiles,

qui ne s'attachent point au fond de la tasse, quand on l'incline en différens sens.

La liqueur étant dans la batterie, on l'agite avec des *busquets* ou une *roue à palettes*, afin d'en précipiter l'indigotine, en l'oxigénant aux dépens de l'air. Lors même que la fermentation a été bien conduite, la durée du battage a la plus grande influence sur la bonté du produit. S'il n'a pas été suffisamment prolongé, l'indigo ne se précipite pas, il reste en suspension. Enfin, dans le cas contraire, il paraît que l'indigo précipité est susceptible de se délayer dans l'eau, sans pouvoir se précipiter de nouveau.

Une heure et demie ou deux heures après le battage, l'indigo est en grande partie déposé; l'eau surnageante doit être de la couleur de l'eau-de-vie de Cognac, ou d'un rouge de bière. Elle ne doit point être brune ou verte.

Après trois heures au moins, on peut commencer à lâcher l'eau de la batterie. Elle s'écoule par trois trous placés à des hauteurs différentes, qu'on tient fermés avec des chevilles, et qu'on débouche successivement, en commençant par celui du haut. Lorsqu'on débouche le trou inférieur par lequel l'indigo s'écoule, on met un panier dessous, afin qu'il serve de tamis,

c'est-à-dire qu'il retienne les parties grossières mêlées à l'indigo.

L'indigo ainsi recueilli dans le *bassinet*, est mis dans des sacs de toile où il s'égoutte. Après 18 heures environ, il est en pâte molle. On l'étend dans des caisses plates, et on l'expose au soleil pendant un certain temps pour le sécher rapidement. Il se produit des gerçures; c'est pourquoi il faut passer une truelle à sa surface pour la polir, et cela le soir, afin que pendant la nuit la dessiccation continuant lentement, il ne se fasse pas de nouvelles gerçures. On le divise en petits pains carrés, qu'on expose au soleil le lendemain. Enfin, dès que les pains se détachent des caisses, on les fait sécher à l'ombre.

La dessiccation de l'indigo doit avoir été telle, qu'il ne soit pas écaillé, ni fendillé, ainsi que nous l'avons dit plus haut.

B. *Préparation de l'indigo avec les feuilles sèches.*

Je vais décrire cette préparation d'après M. Plagne, qui l'a pratiquée lui-même avec succès.

Les feuilles d'indigofère récoltées doivent être séchées au soleil, depuis 9 heures jusqu'à

4 heures ; deux jours suffisent. Au reste, on reconnaît qu'elles le sont convenablement, à leur couleur, qui doit être un vert franc un peu plus pâle qu'à l'état frais et sans taches ; à ce qu'elles se réduisent en poudre, quand on les presse entre les doigts ; et enfin, à ce qu'elles exhalent une odeur de luzerne sèche.

Elles peuvent, dans un magasin bien sec, être conservées jusqu'à deux mois, sans se détériorer sensiblement.

On met dans la *trempoire* 22 veltes d'eau qui doivent la remplir aux trois quarts ; on y ajoute ensuite 17$^{\text{kilog.}}$,5 de feuilles sèches. Avec une batte on les enfonce dans l'eau, de manière à les submerger. La macération ne dure pas plus de deux heures, pendant lesquelles on agite la matière deux fois.

On débouche la *trempoire*, et, la liqueur, passant à travers une toile, tombe dans la *batterie* : lorsqu'il ne s'écoule plus rien, on lave les feuilles, avec de 14 à 20 litres d'eau, divisés en deux parties égales. On presse le marc, afin d'en extraire toute l'eau du dernier lavage.

On bat ensuite la liqueur dans la *batterie*, pendant trois quarts d'heure ou une heure en-

viron. Au reste, on cesse de battre lorsque la couleur de la matière passe du *bleu perse* au bleu grisâtre, et qu'un peu de liqueur mise dans un verre présente de petits grains qui se précipitent rapidement lorsqu'on y verse quelques gouttes d'eau de chaux. Arrivé à ce point, on ajoute de 8 à 10 litres d'eau de chaux dans la *batterie;* on agite pour mêler les liqueurs.

Une demi-heure après, le dépôt est formé; on tire le liquide surnageant, en débouchant un trou pratiqué au-dessus du dépôt.

On puise ensuite l'indigo, ainsi que la liqueur où il nage, au moyen de calebasses. On le met à égoutter sur un filtre de toile.

On a une chaudière placée sur un fourneau, et qui a été préablement remplie d'eau aux deux tiers; on la chauffe jusqu'à l'ébullition : l'indigo égoutté et encore en pâte est délayé dans une calebasse avec un peu d'eau chaude, puis tamisé, en le jetant sur une toile claire placée au-dessus de la chaudière. On le fait bouillir, on écume, puis on retire le feu; on remplit la chaudière d'eau et on laisse déposer. On décante la liqueur éclaircie, et enfin on met le dépôt à égoutter sur une toile fixée à un cadre

de bois. On peut presser l'indigo dans cette toile, ou bien le soumettre à la pression de la manière suivante :

On l'enlève de dessus la toile avec une spatule de bois; on le met dans une calebasse; on l'agite; on a 4 caissons de 1 pied carré et de 6 pouces de profondeur; le fond et le couvercle sont détachés; toutes leurs faces sont criblées de trous d'une ligne de diamètre. On en garnit l'intérieur d'une toile de guinée de 18 pouces de côté, qu'on a humectée; on remplit la cavité d'indigo; on couvre la surface avec la toile qui déborde; on applique le couvercle du caisson, puis, avec un levier, on presse graduellement jusqu'à ce qu'il ne s'écoule plus d'eau. On attend ensuite une heure pour que la toile soit séchée. On en retire l'indigo, qu'on divise en pains carrés, avec un couteau ou un fil de laiton, et qu'on met sécher sur des paillassons élevés de 3 à 4 pieds au-dessus du sol.

La dessiccation de l'indigo doit se faire dans une atmosphère peu agitée, surtout si elle est sèche, afin d'éviter les gerçures : les pains doivent être retournés de temps en temps, pour que toutes leurs faces soient également exposées à l'air. S'ils se couvrent d'efflorescences, il

faut les enlever avec des chiffons ou une brosse : c'est ce qu'on appelle *parer l'indigo.*

V. ESSAIS DES INDIGOS.

Dans le commerce on se contente généralement, pour estimer la valeur vénale de l'indigo, de l'examiner sous le rapport de ses propriétés physiques. Il est généralement d'autant plus estimé, comme nous l'avons dit, qu'il est d'un bleu plus vif, plus intense et tirant davantage sur le violet; que sa pâte est plus fine, bien liée, bien homogène et douée d'un aspect cuivré; enfin que les pains ne sont pas fendillés.

Mais j'ai eu la preuve, en faisant déterminer, par des personnes qui font le commerce de l'indigo depuis long-temps, la valeur respective de plusieurs échantillons dont le degré de pureté m'était connu, qu'il est impossible, dans l'état actuel de nos connaissances, de faire cette évaluation sans avoir recours à l'analyse. Je vais cependant exposer quelques essais que j'ai eu l'occasion de mettre en pratique pour arriver à ce but.

Premier essai.

Une opération qui me paraît indispensable pour essayer des indigos, est l'incinération qui

a pour objet de déterminer la quantité de matière inorganique fixe qu'ils peuvent contenir.

On commencera par sécher à 100° 1 décagramme environ de chaque échantillon d'indigo. Dans cette opération l'indigo perdra 0,03, 0,05, 0,06 d'humidité.

Deuxième essai.

On prendra 1gr.,00 de chaque échantillon d'indigo séché, et on les incinérera dans une petite capsule de platine. L'indigo de bonne qualité se fond, exhale une belle vapeur pourpre, et il laisse en général 0gr.,07 de cendre; mais j'ai eu une fois l'occasion d'essayer un indigo qui n'en a laissé que 0gr.,03.

J'ai examiné des indigos préparés au Sénégal, dont la partie colorante était d'une bonne qualité, et qui laissaient jusqu'à 0,22 de cendre. Cette grande quantité de matière inorganique ne peut être attribuée, au moins entièrement, à ce que la plante indigofère de ce pays contient plus de parties terreuses que les indigofères exploités ailleurs, car des échantillons préparés dans le même pays, et avec soin, ne m'en ont présenté que 0,12.

Troisième essai.

On monte une petite cuve à froid, dans un flacon à l'émeri à large orifice, en prenant :

	gr.
Indigo séché à 100°	0,500
Sulfate de protoxide de fer cristallisé . .	1,830
Potasse à l'alcool.	1,600
Eau	500,000

Le flacon doit être presque entièrement rempli de ces matières, autrement il y resterait une quantité d'air qui nuirait au succès de l'opération.

On agite bien les matières, et après $\frac{1}{4}$ d'heure on y plonge 4gr. de laine filée, et on les en retire au bout de 5 ou 10 minutes, suivant la hauteur du ton qu'on veut obtenir.

Il faut opérer comparativement avec de l'indigotine ou un indigo de bonne qualité.

Cet essai indique bien si l'indigo essayé est susceptible de donner une belle couleur, mais il est peu satisfaisant à cause des difficultés qu'il présente, lorsqu'on veut épuiser complètement le bain, en y plongeant successivement des écheveaux de laine égaux en poids, et qu'on veut comparer la quantité de laine teinte à celle qui le serait, en employant de la même manière

de l'indigotine ou divers échantillons d'indigo; afin de juger quelle serait la valeur relative des indigos essayés par ces quantités de laine teinte et la hauteur de leur nuance.

Le défaut de précision de ce procédé tient surtout à ce qu'on perd une quantité notable d'indigo en sortant la laine du bain.

Quatrième essai.

On met dans une boîte de cuivre bien sèche, qui sera chauffée extérieurement pendant 6 heures à la vapeur, une petite capsule de platine ou de porcelaine contenant 1gr. d'indigo et 6gr.,12 d'acide sulfurique concentré. On délaie ensuite le sulfate d'indigo avec un peu d'eau et on verse le tout dans un ballon de 2 litres. Après avoir lavé exactement la capsule, avoir versé le lavage dans le ballon, on achève de remplir celui-ci d'eau, de manière à avoir une dissolution de 2000 centimètres cubes contenant 1gr. d'indigo, c'est-à-dire une dissolution dont 20 centimètres contiennent 0gr.,01 d'indigo, et 2 centimètres en contiennent 0gr.,001. On répète la même opération sur chaque échantillon.

On prend 20 centimètres cubes de chaque solution, avec une pipète graduée (TOM. II, *pl.* 3,

fig. 7), et l'on compare la couleur et le ton que des écheveaux de 1 gramme de laine prennent dans chacune d'elles par une immersion d'une durée déterminée.

En cherchant ce que je pourrais teindre de grammes de laine et de soie avec $0^{gr.},01$ d'indigotine représenté par 20 centimètres cubes de sulfate, j'ai trouvé, en employant 1 gramme de laine et de soie, dans chaque immersion qui durait 24 heures, que l'on peut teindre en rapportant le tout à une gamme formée de 28 tons à partir du blanc.

1 gr. de laine au ton		18.	1 gr. de soie au ton		16.
1 gr.	—	7,5.	1 gr.	—	9.
1 gr.	—	1.	1 gr.	—	5.

Cinquième essai.

On peut se servir du chlorure de chaux pour essayer les indigos après les avoir préalablement dissous dans l'acide sulfurique; et cela résulte de ce que nous avons dit plus haut (TOM. II, *leç.* 29, *pag.* 35), et de cet autre fait que l'indigotine exige plus de chlorure pour être décolorée que les principes colorans qui l'accompagnent; mais ce dernier fait s'oppose à ce qu'on puisse conclure absolument la proportion de l'indigotine, du chlore employé à la décomposer. Par exemple, d'après

une expérience que je ne garantis pas, parce qu'il me reste du doute sur l'exactitude du titre du chlorure que j'ai employé, 100 parties d'indigotine en poids dissoutes dans 612 d'acide sulfurique, exigeraient à peu près 68,75 parties de chlore pour se décolorer. Eh bien ! ce rapport ne donnera pas le titre absolu d'un indigo, lorsqu'on aura déterminé la quantité de chlorure nécessaire à sa décomposition, car du sulfate d'indigotine exigeait 100 volumes de chlorure pour être décoloré ; tandis qu'un sulfate d'indigo qui contenait sous le même poids et sous le même volume la moitié moins d'indigotine, en exigeait 88 volumes. Or, il est clair que si les matières étrangères à l'indigotine n'avaient pas agi sur le chlore, il n'aurait fallu que 50 vol. de chlorure.

D'après cela on voit que l'essai par le chlorure ne peut pas donner des résultats absolus, mais il est expéditif, et ses indications ne sont pas inutiles.

Pour faire cet essai, il faut dissoudre 1^gr. d'indigo dans 12^gr.,24 d'acide sulfurique, autrement on aurait de la phénicine qui se précipiterait par le mélange du chlorure avec la solution sulfurique.

Sixième essai.

M. Houtou-Labillardière a proposé, pour déterminer la valeur vénale, non-seulement des indigos, mais encore de toutes les autres matières colorantes, de se servir d'un *colorimètre*. Voici comment il opère sur les indigos.

Il fait dissoudre 1 partie de chaque indigo qu'il essaie, dans 20 parties d'acide sulfurique, d'une densité de 1,845. Ici il est bien essentiel de prévenir la formation, ou plutôt, le dépôt de la phénicine.

On étend ensuite toutes les dissolutions sulfuriques d'eau, de manière à les amener à une même hauteur de ton, ce qu'on juge en mettant la liqueur dans des tubes de verre d'un même diamètre, et qui sont contenus dans une boîte alongée, percée de trous correspondans aux tubes, et d'un trou servant d'oculaire, percé sur la paroi opposée. L'intérieur de la boîte est peint en noir.

Il est évident que les solutions sulfuriques seront d'autant meilleures qu'elles auront exigé plus d'eau pour être amenées à un même ton de couleur.

Cette épreuve est certainement très-satisfaisante, toutes les fois que les couleurs étendues

peuvent donner le même bleu; mais si l'une contient proportionnellement à l'indigotine plus de matière jaune, de sorte que pour des quantités égales d'indigotine qu'elles contiendront, elles donneront des liqueurs dont l'une sera plus verte que l'autre, il deviendra très-difficile de prononcer; c'est ce qui a lieu, par exemple, lorsqu'on se sert de sulfate d'indigotine pour terme de comparaison. Celui-ci, étendu d'eau, donne une liqueur d'un bleu qui n'est pas vert; tandis que les indigos du commerce, qui contiennent de la matière jaune, en donnent une liqueur d'un bleu toujours plus ou moins verdâtre.

Je crois, d'après cela, que l'on ne peut déterminer, par une seule épreuve, la valeur de plusieurs échantillons d'indigos; du moins me paraît-il nécessaire, pour prononcer avec quelque assurance, de contrôler un essai par un autre. Au reste, dans mon ouvrage *sur l'art de faire les essais en teinture*, je reviendrai sur ce sujet, pour le traiter avec des détails qui seraient déplacés dans ce cours, où je ne peux présenter que des résultats.

VI. DES DIFFÉRENTES SORTES D'INDIGOS DU COMMERCE.

On distingue dans le commerce différentes sortes d'indigos, en ayant égard au pays où ils ont été préparés, et en second lieu à leur couleur.

I. INDIGOS PRÉPARÉS EN ASIE.

Les indigos préparés en Asie, qu'on importe en France, sont généralement ceux

Du Bengale,
De Coromandel,
De Madras,
De Manille,
De Java.

A. *Indigos du Bengale.*

Il n'y a pas de pays qui livre plus de variétés d'indigos au commerce que le Bengale. Les principales sont, en commençant par celles de qualité supérieure,

1° Le surfin bleu, ou bleu flottant, ou bleu léger:

Il est cubique, léger, friable, d'un bleu vif, doux au toucher, d'une cassure nette, prenant un beau cuivré par le frottement de l'ongle;

2° Le surfin violet :

Il ne diffère du précédent que parce que sa couleur tire sur le violet ;

3° Le surfin pourpre ;

4° Le fin violet :

Sa couleur est un peu moins vive que celle du surfin violet, et il est un peu moins léger ;

5° Le fin viole tpourpre ;

6° Le bon violet :

Il est un peu moins léger que le fin violet ;

7° Le violet rouge ;

8° Le violet ordinaire ;

9° Le fin et bon rouge :

Il est plus lourd que le précédent, et en diffère par une couleur tirant décidément sur le rouge ;

10° Bon rouge :

Sa pâte est plus serrée ou plus compacte que celle du précédent ;

11° Le fin cuivré :

Il est plus lourd et plus compacte que le précédent ;

12° Le moyen cuivré ;

13° Le cuivré ordinaire et bas :

Il est d'un bleu cuivré ou rouge, assez difficile à casser; sa pâte n'a pas l'homogénéité des précédens.

B. *Indigos de Coromandel.*

Les indigos de Coromandel de première qualité ont beaucoup de rapport avec les qualités moyennes des indigos du Bengale. Elles se présentent comme elles en carreaux dont la cassure est unie, mais qui sont bien plus difficiles à briser.

Les indigos inférieurs de Coromandel sont lourds, sableux, d'un bleu tirant sur le vert ou sur le gris, ou noirs encore : souvent ils se présentent en très-gros carreaux couverts d'une légère croûte ou *écorce* d'un gris verdâtre. Ils sont les plus difficiles à casser de tous les indigos du commerce.

C. *Indigos de Madras.*

En général ils se distinguent des précédens par une cassure grenue, rugueuse. Ils sont cubiques.

Les qualités supérieures n'ont point de croûte ou d'écorce; elles sont assez souvent *robées,*

c'est-à-dire qu'à l'extérieur la pâte est fine et de la couleur de l'intérieur. Elles sont plus légères, plus friables que celles de Coromandel : les indigos de la première qualité ont de la légèreté, mais moins que n'en ont les bleus flottans du Bengale.

Les qualités moyennes ne sont pas ou ne sont que peu cuivrées.

La couleur des qualités inférieures est le bleu terne ou le noir, ou bien encore le gris, le verdâtre.

D. *Indigos de Manille.*

Les indigos précédens portent ordinairement à leur surface l'empreinte de la toile dans laquelle on les a mis lorsqu'ils étaient à l'état de pâte. Les indigos de Manille présentent aussi fréquemment une empreinte, mais c'est celle des joncs sur lesquels ils ont été séchés.

.Leur pâte est plus fine et moins colorée que celle des indigos de Madras, mais en général elle est moins fine que celle des indigos du Bengale.

Les qualités supérieures sont souvent en carreaux plats et alongés, un peu poreux, et légers par conséquent.

Les qualités moyennes sont violettes, mais elles sont inférieures au violet du Bengale.

Les qualités inférieures sont souvent recouvertes par la poussière des qualités supérieures, parce que, en général, les indigos de Manille contenus dans une même caisse étant très-mélangés, il arrive que pendant le voyage les indigos supérieurs, plus friables que les autres, se réduisent en poudre qui recouvre ceux-ci et en rehausse ainsi en apparence la qualité.

E. *Indigos de Java.*

Ils ont en général la forme de carreaux plats, quelquefois celle de trochisques. Les qualités supérieures paraissent à la vue aussi belles que les indigos du Bengale bleus, violets et rouges, mais elles sont réellement moins bonnes.

2. INDIGOS PRÉPARÉS EN AFRIQUE.

Les indigos préparés en Afrique sont ceux

D'Egypte,
De l'île de France,
Du Sénégal.

A. *Indigos d'Egypte.*

Parmi les végétaux utiles auxquels le sol de

l'Egypte est convenable, il faut placer les indigofères. Depuis long-temps on les y a cultivés pour en obtenir de l'indigo; mais ce n'est guère que dans ces dernières années que la fabrication de ce produit y a éprouvé une telle extension, par suite de l'administration de Méhémet-Ali, que l'on a pu en transporter en France des quantités assez considérables.

Les qualités supérieures des indigos d'Egypte sont des surfins et fins violets bleus. Ils sont légers; cependant la pâte n'en est pas très-fine, et souvent ils contiennent du sable.

Les carreaux sont un peu plus plats que ceux du Bengale.

B. *Indigos du Sénégal.*

Les indigos du Sénégal qui ont été fabriqués avec quelque soin sont d'une bonne qualité; mais, comme je l'ai fait observer, ils contiennent plus de matières terreuses que les indigos les plus répandus dans le commerce.

C. *Indigos de l'île de France.*

Ces indigos sont en petits carreaux assez semblables à ceux des indigos de Manille.

Ils ont une pâte très-fine et une cassure nette.

Il y en a

De violet,
De violet rouge,
De cuivré.

Mais aujourd'hui ces indigos sont rares.

3. INDIGOS PRÉPARÉS EN AMÉRIQUE.

Les principaux indigos préparés en Amérique sont ceux

De Guatimala,
De Caraque,
Du Mexique,
Du Brésil,
De la Caroline,
Des Antilles.

A. *Indigos de Guatimala.*

Ces indigos et les indigos de Caraque et du Mexique se distinguent en

1° Bleu flor.

Le bleu flor est d'un bleu vif, remarquable par sa légèreté et la finesse de sa pâte. Cet indigo et le surfin bleu de Bengale sont les qualités les plus estimées.

2° *Sobre* supérieur,
3° *Sobre* bon,
4° *Sobre* ordinaire,

5° *Corte* supérieur,
6° *Corte* bon,
7° *Corte* ordinaire,
8° *Corte* bas.

Les *cortes* sont violets, mais en général plus mélangés que les indigos violets du Bengale.

B. *Indigos de Caraque.*

Ils ont la plus grande analogie avec les précédens; aussi les variétés sont-elles distinguées les unes des autres par les mêmes dénominations que celles usitées pour désigner les variétés de l'indigo de Guatimala. Cependant la pâte des indigos caraques diffère presque toujours de celle des indigos de Guatimala, par des interstices plus ou moins sensibles; d'un autre côté, les variétés *sobre* et *corte* sont plus mélangées que les variétés correspondantes des indigos de Guatimala.

C. *Indigos du Brésil.*

Ils sont en petits parallépipèdes rectangulaires, ou en petits morceaux irréguliers d'un gris verdâtre à l'extérieur, d'une cassure nette, d'une pâte ferme, et d'un rouge cuivré plus ou moins vif; il y en a aussi dont la pâte est d'un gris verdâtre.

D. *Indigos de la Caroline.*

C'est dans cette province qu'on a cultivé d'abord en Amérique l'indigofère, et c'est elle qui a été long-temps en possession de fournir celui que nous tirons du Nouveau-Monde. Aujourd'hui la culture de l'indigofère y est tombée, et les produits qu'on y fabrique sont de qualité inférieure.

Les indigos de la Caroline sont gris à l'extérieur, et en petits carreaux.

La première qualité est un cuivré lourd tirant sur le violet ou sur le bleu.

Les qualités communes sont presque toujours d'un bleu verdâtre; il est rare qu'elles soient cuivrées.

E. *Indigos des Antilles.*

Les indigos des Antilles, estimés autrefois, ne se rencontrent plus dans le commerce.

On désigne les défauts des indigos en général, soit que ces défauts tiennent à des causes qui ont agi sur les indigos déjà préparés, soit qu'ils tiennent à des causes qui ont agi pendant

leur préparation même, par les expressions suivantes :

Grand cassé :

Cette expression s'applique aux carreaux d'indigo contenus dans une caisse, dont la plupart ont été réduits par accident en morceaux plus ou moins gros.

Demi-pierré :

Elle s'applique à l'indigo dont les carreaux ont été accidentellement cassés en deux.

Grabeaux :

Elle s'applique aux carreaux qui ont été réduits en fragmens irréguliers et assez petits pour être passés au crible.

Les indigos sont

Éventés,

lorsqu'ils se cassent facilement et qu'ils présentent une sorte de moisissure blanche dans l'intérieur ;

Piquetés,

lorsqu'on aperçoit des points dans l'intérieur qui leur donnent l'apparence du granit ;

Rubanés,

quand ils présentent des couches superposées

de diverses nuances de bleu dans les mêmes carreaux;

Brûlés,

si, en les serrant fortement dans la main, ils se divisent en petits fragmens plus ou moins noirs;

Sablés,

si l'œil y aperçoit dans l'intérieur des parcelles brillantes qui ne sont autre chose que du sable.

CHAPITRE II.

DU PASTEL.

Le pastel (*isatis tinctoria*) est une plante de la famille des crucifères, qui croît spontanément en France, en Allemagne, etc., et qui doit sa propriété de teindre en bleu à l'indigotine qu'elle contient.

On connaît en agriculture deux variétés de pastel que l'on distingue par la couleur du fruit: celui-ci est jaune dans l'une, et violet brunâtre dans l'autre.

La première variété est appelée *pastel bâtard*. Elle est moins estimée pour la culture que la seconde.

COMPOSITION IMMÉDIATE DES FEUILLES DE PASTEL.

Je vais présenter l'extrait des recherches que je fis à ce sujet en 1808 et 1811.

Les feuilles de pastel réduites en pulpe dans un mortier de marbre blanc, puis soumises à la presse, donnent un *suc trouble* et un *résidu ligneux*.

SUC TROUBLE.

Le suc trouble, passé dans un papier, est réduit, 1° en une matière qui reste sur le filtre, et qui était appelée par les anciens chimistes *fécule verte*; 2° en *un suc transparent*.

1° *Fécule verte.*

Elle est formée de

Chlorophylle *ou* viridine,
Matière cireuse,
Indigotine,
Substance azotée.

Lorsqu'on la traite par l'alcool bouillant, les trois premières substances sont en partie dissoutes; par le refroidissement, presque toute la cire et l'indigotine se précipitent, et la chlorophylle reste en solution.

La matière azotée qui est indissoute retient de l'indigotine et de la chlorophylle, et est presque toujours mêlée de sels insolubles et de débris ligneux.

2° *Suc transparent*

Il est formé de

Substance azotée coagulable par la chaleur,
Principe colorant bleu uni à un acide qui le rend rouge,
Principe jaune,
Substance azotée soluble dans l'eau bouillante, très-probablement distincte de la substance azotée coagulable,
Matière gommeuse,
Sucre liquide,
Acide organique libre, fixe,
Acide acétique libre,
Principe odorant des crucifères,
Principe volatil ayant l'odeur de l'osmazome,
Citrate de chaux,
Sulfate de chaux,
Phosphate de chaux,
Phosphate de magnésie,
Phosphate de fer,
Phosphate de manganèse,
Acétate d'ammoniaque,
Sulfate de potasse,
Nitrate de potasse,
Chlorure de potassium.

Lorsqu'on élève la température du suc de 44 à 55°, on sépare la *substance azotée coagulable:* elle est colorée 1° par une portion du *principe bleu*, uni à un principe qui le rend rouge; 2° par une portion du *principe jaune.*

Le suc filtré et concentré dépose du *citrate de chaux* et du *sulfate de chaux* colorés en rose.

Le suc filtré et mêlé à l'alcool donne

(a). Une solution alcoolique,
(b). Un résidu insoluble dans l'alcool.

(a). *Solution alcoolique.*

Elle donne à la distillation un produit alcoolique contenant

De l'acide acétique,
De l'acétate d'ammoniaque,
Le principe odorant des crucifères,
Le principe volatil ayant l'odeur de l'osmazome.

Le résidu de la distillation, mêlé à l'eau, précipite une *matière d'un brun marron,* et l'eau retient de l'*acide organique fixe*, du *principe jaune,* du *principe bleu*, de la *substance azotée,* du *chlorure de potassium.*

La *matière d'un brun marron* cède à l'eau 0,44 de *principe colorant,* d'un *acide organique fixe,* et de *substance azotée.* Cette solution a toutes les propriétés qu'on a attribuées à celle de l'*extractif.*

Le résidu de la *matière d'un brun marron* est réduit par l'alcool :

1° En une matière insoluble représentant 0,13 du poids de la matière d'un brun marron, et qui est formée d'un grand excès de substance azotée uni à un peu d'acide et de principes colorans ;

2° En une partie soluble.

La solution de cette partie soluble, concentrée, puis mêlée à l'eau, est réduite en un *liquide d'un rouge brun,* et en une *matière brune* qui se sépare sous la forme de pellicules et de flocons, comme l'*extractif oxigéné.*

Matière brune (*extractif oxigéné*).

Elle est essentiellement formée de substance azotée, de principes colorans, et d'un peu d'acide. L'alcool la partage en deux combinaisons :

L'une insoluble, avec excès de substance azotée;

L'autre soluble, formée de substance azotée et d'un excès de principes colorans et d'acide.

La solution de cette combinaison présente cela de remarquable, qu'elle se concentre sans se troubler; tandis que si on y ajoute de l'eau, elle se couvre d'une pellicule et dépose des flocons qu'on a nommés improprement *extractif oxigéné,* et qui ne sont autre chose que de la substance azotée unie aux principes colorans et à l'acide. Ce précipité n'est donc point produit par l'oxigénation, *du moins instantanée,* d'un prétendu principe *extractif;* mais c'est un composé de 3 ou 4 principes, qui se dépose par suite de l'affaiblissement de la force dissolvante du liquide qui le tient en solution, et dont les principes colorans peuvent d'ailleurs avoir été, préalablement à la précipitation, altérés par l'oxigène.

Liquide d'un rouge brun.

Les principes immédiats organiques qui se trouvent dans cette dissolution ne diffèrent de ceux de la matière brune que par leurs proportions respectives : les principes colorans et l'acide prédominent sur la substance azotée.

La grande affinité des principes immédiats de ces différentes combinaisons de principes colorans, d'acide et de substance azotée, m'a fait penser que celle qui se trouve dans le liquide brun pouvait précipiter la gélatine. C'est aussi ce qui a lieu.

Conséquences relatives à ce qu'on a appelé EXTRACTIF.

Fourcroy ayant remarqué que les extraits végétaux, c'est-à-dire la partie fixe des sucs végétaux ou des solutions aqueuses des écorces, des bois, etc., provenant des diverses espèces de plantes, présentaient un certain nombre de propriétés communes, les a attribuées à un principe particulier qu'il a nommé *extractif*, et qu'il a caractérisé de la manière suivante :

1° Il ne se trouve jamais isolé dans les végétaux; toujours il est uni ou mélangé avec plusieurs substances différentes, et existe dans toutes les parties des plantes, mais spécialement dans les parties colorées solides;

2° Il est solide, d'un brun tirant sur le rouge;

il a une saveur amère, ou âcre, ou acerbe, et toujours acide;

3° Il est soluble dans l'eau;

4° Il est précipité de l'eau par le sulfate d'alumine, l'hydrochlorate d'étain, etc.;

5° Il teint en brun fauve la laine, le coton, et le lin alunés;

6° Il se sépare de l'eau en pellicules ou en flocons bruns lorsque sa solution est évaporée: Fourcroy attribue cet effet à l'union de l'oxigène atmosphérique avec l'extractif: l'*extractif oxigéné* ainsi produit est insoluble dans l'eau;

7° Il s'oxigène et se précipite lorsqu'on verse du chlore dans sa solution;

8° Il donne de l'acétate d'ammoniaque à la distillation.

Ce sont surtout la propriété de *teindre* les étoffes, celle de devenir brun et insoluble dans l'eau en s'oxigénant, que Fourcroy a considérées comme les caractères de l'*extractif*.

Si nous appliquons cette manière de voir aux phénomènes que m'a présentés le suc de pastel, et surtout à l'examen de la partie de son suc qui est soluble dans l'alcool, il sera évident que les phénomènes que Fourcroy a attribués à un

principe unique, l'*extractif*, sont dus à un composé triple ou quadruple *d'une substance azotée, d'un acide*, et de *un ou deux principes colorans*.

En effet, ce composé traité par l'eau et l'alcool se réduit, en dernier résultat, en deux combinaisons; l'une insoluble ou peu soluble dans l'eau, formée de *principes colorans, d'acide, et d'un excès de substance azotée;* l'autre soluble, formée *des mêmes principes, mais avec excès de principes colorans et d'acide*. Elle a la propriété de précipiter la gélatine.

La chaleur ne coagulant pas la totalité des matières azotées qui peuvent être en dissolution dans l'eau avec des acides ou des alcalis: d'une autre part, la plupart des sucs végétaux dans lesquels on a indiqué l'extractif étant acides, et contenant des principes colorans doués d'une grande affinité pour les substances azotées et les acides, on conçoit bien la nature de l'*extractif telle que je viens de l'envisager*.

On conçoit la production de pellicules, de flocons, sans l'action de l'oxigène, soit par un affaiblissement du dissolvant, soit que par la concentration l'affinité mutuelle des principes immédiats de l'*extractif* acquérant de l'énergie,

détermine la précipitation de leur combinaison mutuelle.

On conçoit enfin la propriété qu'a l'*extractif* de teindre les étoffes alunées, de précipiter par le chlore, de donner de l'acétate d'ammoniaque à la distillation.

Observation.

Il ne faut pas croire que jamais l'oxigène atmosphérique ne puisse avoir aucune influence sur les sucs ou les infusions des végétaux, et ne puisse donner lieu à la précipitation de quelque matière, surtout lorsqu'on fait évaporer ces liquides à chaud; car il y a deux cas remarquables où cette influence s'exerce :

1° Lorsque des sucs incolores exposés à l'air développent une matière jaune;

2° Lorsque plusieurs infusions de matières colorantes jaunes sont évaporées à sec, que le résidu est repris par l'eau : le principe colorant jaune s'altère alors et passe au roux. Cette altération est le résultat de l'action simultanée de l'oxigène et de la chaleur.

(b). *Résidu du suc de pastel insoluble dans l'alcool.*

Ce résidu, délayé dans l'eau et filtré, donne un *résidu gélatineux* et une *solution de couleur brune.*

Résidu gélatineux.

Il est formé essentiellement de *sulfate,* de *phosphate,* et d'une petite quantité de *citrate* de chaux plus ou moins colorés par un peu de matière organique.

Solution de couleur brune.

Par la concentration et l'addition d'une petite quantité d'eau, on en sépare une portion de résidu gélatineux.

La solution est formée de *phosphates de chaux,* de *magnésie,* de *fer* et de *manganèse;* de *sulfates de chaux* et de *potasse,* de *nitrate de potasse,* d'une *matière* qui m'a paru *gommeuse,* de *principes colorans jaune et rouge,* unis à la *substance azotée,* que je crois distincte de celle qui se coagule par la chaleur; d'un *acide organique* dont une partie au moins n'est pas neutralisée par des bases.

PRÉPARATIONS DE PASTEL.

Indigo du pastel.

On peut, à la rigueur, préparer de l'*indigo* avec les feuilles du pastel; mais l'indigotine est en si faible proportion dans ce produit, ainsi que des expériences que je fis en 1807 et 1809 me l'ont appris, que je pense qu'on s'est fait

illusion, quand on a parlé des avantages qu'il y aurait en France à fabriquer l'indigo avec cette plante, pour remplacer celui qui nous vient des colonies.

Pastel en pains.

Le *pastel en pains* ne doit point être confondu avec l'*indigo du pastel;* car le premier se prépare tout simplement de la manière suivante :

On fauche le pastel; on lave les feuilles; on les fait sécher rapidement au soleil, en ayant soin de les retourner pour éviter les moisissures; on les passe à un moulin afin de les réduire en une pulpe grossière. On met cette pulpe en tas, que l'on couvre pour éviter qu'ils ne soient mouillés par la pluie. Après 15 jours, on mêle la couche extérieure de chaque tas avec celles du centre; on en fait des pelotes que l'on sèche ensuite au vent et au soleil. Ces pelotes sont entassées les unes sur les autres; elles éprouvent un commencement de fermentation; elles dégagent de l'ammoniaque. Si la fermentation est trop lente, on l'augmente par de légers arrosemens. L'opération est achevée quand les pelotes ont perdu leur agrégation.

USAGES.

Le pastel est employé pour monter les cuves à l'indigo dites au pastel ; il agit et comme matière combustible, et par son indigotine.

Non-seulement le pastel en pains est employé à cet usage, mais encore le pastel simplement desséché, et dans ce dernier cas l'effet de la cuve est plus prompt que quand on emploie le premier.

CHAPITRE III.

DU VOUÈDE.

On fait usage en Normandie, pour monter les cuves au pastel, d'une plante du genre *isatis,* qui, suivant les uns, est une espèce distincte de l'*isatis tinctoria,* tandis que, suivant les autres, elle n'en est qu'une simple variété.

On peut l'employer en pains ou simplement desséchée.

Sa composition immédiate est la même que celle du pastel, seulement elle m'a donné à l'analyse moins d'indigotine, ce qui est conforme

aux observations que Hellot a faites sur son usage en teinture.

CHAPITRE IV.

DU BOIS DE CAMPÊCHE.

Le bois de Campêche est le tronc de l'*hæmatoxylum campechianum*. Cet arbre appartient à la famille des légumineuses, et croît au Mexique et aux Antilles. Son nom spécifique lui vient du nom de la baie de Campêche, parce qu'il se trouve dans les environs, et que là était autrefois l'entrepôt d'où on l'exportait en Europe.

Les bûches de bois de Campêche du commerce doivent être compactes et lourdes. Elles sont à l'extérieur d'une couleur brune rougeâtre, mais elles doivent être dans l'intérieur d'une couleur orangée rougeâtre, et exhaler une légère odeur de violette. On n'extrait pas, ou que très-difficilement, l'hématine des bûches qui sont brunes dans l'intérieur.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

Il est, suivant moi, composé de

Ligneux,
D'hématine,
D'une matière particulière qui lui est intimement unie,
D'une substance azotée,
D'une huile volatile,
D'une matière résineuse,
D'acide acétique,
De chlorure de potassium,
D'acétate de potasse,
D'acétate de chaux,
De sulfate de chaux,
D'oxalate de chaux,
De phosphate de chaux,
D'alumine,
D'oxide de fer,
D'oxide de manganèse.

Analyse du bois de Campêche.

L'eau bouillante enlève environ 0,03 de matière soluble au bois de Campêche; la décoction contient de l'*hématine*, de la *matière particulière* qui lui est unie intimement, de la *substance azotée*, de l'*huile volatile*, de l'*acide acétique*, du *chlorure de potassium*, de l'*acétate de potasse*, de l'*acétate de chaux*, du *sulfate de*

chaux, de l'*alumine*, des *oxides de fer et de manganèse.*

L'hématine et la matière particulière qui lui est unie sont les substances dominantes de l'extrait aqueux.

L'alcool bouillant enlève au bois, qui a été épuisé par l'eau, de la *matière résineuse*, de l'*hématine*, et de la *matière particulière.*

L'acide hydrochlorique sépare du bois épuisé par l'eau, et l'alcool de l'*hématine, de la matière particulière*, de l'*oxalate de chaux*, et probablement du *phosphate de chaux.*

Le bois qui a été épuisé successivement par les dissolvans retient encore de l'hématine et de la matière particulière; probablement que cette combinaison est fixée au ligneux par de la substance azotée et de la matière résineuse.

La résistance de la matière colorante du bois de Campêche à se dissoudre entièrement dans l'eau, m'a fait considérer ce bois et la plupart de ceux qui sont colorés comme des combinaisons analogues à celles que nous formons dans les ateliers de teinture, lorsque nous appliquons sur le lin, le chanvre, le coton, au moyen de mordans, des principes colorans solubles. En effet, la résine, la substance azotée, l'oxalate

de chaux, et même le phosphate de cette base, peuvent être considérés comme contribuant à fixer une partie de l'hématine sur la partie ligneuse du bois de Campêche; je dis une partie, parce qu'il y a un excès de principe colorant.

D'après cette manière de voir, il est clair que l'action de l'eau sur le bois de Campêche doit s'arrêter lorsqu'elle a dissous une certaine quantité de matière colorante, puisque la couleur qui reste alors fixée au ligneux est unie à des corps insolubles dans ce liquide. Par la même raison, on conçoit comment le ligneux, l'oxalate de chaux, et probablement un peu de substance azotée, s'opposent à ce que l'alcool enlève toute la matière colorante unie à la résine; il est probable même que l'affinité des premières substances défend une portion de résine de l'action de l'alcool.

Lorsqu'on agite de la litharge finement pulvérisée avec l'extrait aqueux de Campêche, on en précipite toute l'hématine et la matière particulière; il reste dans le liquide des acétates de potasse, de chaux, et, à ce qu'il m'a paru, une trace de substance azotée.

Il est aisé de se rendre compte des propriétés

de l'infusion de Campêche d'après ce que j'ai dit des propriétés de l'hématine.

Quant à la préparation de ce principe colorant, elle est décrite (TOM. II, *leçon* 29, *pag.* 50).

La matière particulière est-elle unie à l'hématine à l'état de matière peu soluble? ou est-elle naturellement soluble, et ne se précipite-t-elle qu'en s'altérant à l'air? ce sont des questions à résoudre.

USAGES.

Le bois de Campêche sert à faire des violets, et même des bleus. Il est un des principaux ingrédiens de la plupart des teintures en noir.

CHAPITRE V.

DES BOIS DE BRÉSIL.

La dénomination de *bois de Brésil* s'applique dans le commerce à plusieurs espèces de plantes ligneuses du genre *cæsalpinia* de Linnæus, qui appartient à la famille des légumineuses.

Les *bois de Brésil* sont faciles à distinguer du *bois de Campêche*, par une couleur moins foncée, et surtout parce que leur infusion aqueuse, au lieu de donner des précipités violets avec l'acétate de plomb, le protochlorure d'étain, l'eau de chaux, l'eau de baryte, etc., en donne de couleur cramoisie. Les deux infusions présentent ce phénomène, qu'elles deviennent jaunes par une goutte d'acide sulfurique ou hydrochlorique, et rouges par un excès de ces réactifs.

Article premier.

Le *cæsalpinia crista*, qui croît à la Jamaïque et au Brésil, fournit le bois le plus estimé dans le commerce, où il est connu sous le nom de *bois de Fernambouc, bois de Fernambourg*.

Il est dur, compacte, va au fond de l'eau. Il est jaune, et rouge quand il a été exposé au contact de l'air.

composition immédiate.

Elle est analogue à celle du bois de Campêche, sauf la différence du principe colorant et de la matière qui y est intimement unie.

La décoction ou l'infusion aqueuse de ce bois contient, outre ces deux substances, *une huile*

volatile, qui a l'odeur et la saveur du poivre, de l'*acide acétique libre*, des *acétates de chaux*, de *potasse* et d'*ammoniaque*, du *sulfate de chaux*, et une *substance azotée*.

Elle précipite fortement la gélatine; le précipité contient beaucoup de brésiline; ses autres propriétés sont faciles à déduire de celles de la brésiline (TOM. II, *leçon* 29, *pag*. 53).

ART. II.

Le *cæsalpinia Sappan*, qui croît au Japon, donne le bois le plus estimé après le précédent. Il est connu sous le nom de *bois du Japon, bois de Sappan*, *gros* ou *petit*.

ART. III.

Le *cæsalpinia echinata* fournit les bois qui sont connus dans le commerce sous les noms de *bois de Nigaraca* et *bois de Sainte-Marthe*.

ART. IV.

Le *cæsalpinia vesicaria*, ou *brésillet*, croît aux Antilles. C'est le moins estimé des bois de Brésil.

USAGES.

Le bois de Brésil est employé pour teindre en cramoisi ou en rouge, mais sa couleur n'est pas solide.

CHAPITRE VI.

DU BOIS DE SANTAL.

Le bois de *santal rouge* du commerce est celui du *ptœrocarpus santalinus.*

Ce bois, caractérisé par la santaline (TOM. II, *leçon* 29, *pag.* 76), est employé en teinture. Il donne, soit une couleur fauve, soit une couleur rouge.

Il est en bûches denses et très-dures, ou bien encore réduit en poudre très-fine.

Il se distingue du bois de Fernambouc, en ce qu'il ne colore presque pas l'eau bouillante.

CHAPITRE VII.

DES DIVERSES ESPÈCES DE COCHENILLES.

La cochenille, qui a passé quelque temps pour la graine d'un végétal, est un insecte du

genre *coccus* (κοκκος, graine rouge), de l'ordre des *hémiptères*.

On distingue plusieurs espèces de ce genre d'insectes, qui peuvent servir à la teinture :

1° Le *coccus cacti*, ou la cochenille proprement dite, qui se trouve en Amérique, surtout au Mexique ;

2° Le *coccus ilicis*, ou la cochenille du chêne vert, qui se trouve dans la France méridionale, en Italie, en Espagne ;

3° Le *coccus Polonicus*, ou la cochenille de Pologne, qui vit sur les racines du *sclerantus annuus*;

4° Le *coccus ficus* ou *laccus*, qui vit sur différens arbres de l'Asie orientale.

Article premier.

De la cochenille.

On distingue dans le commerce deux variétés de cochenille : la *cochenille silvestre* et la *cochenille fine* ou *mestèque*. Elles sont originaires du Mexique; du moins est-ce dans ce pays qu'on les a découvertes, et est-ce de là que le commerce actuel tire encore la plus grande partie de celle qui est consommée en Europe. Les

deux variétés y sont appelées *grana silvestra* et *grana fina*.

La cochenille silvestre est facile à distinguer de la cochenille fine; non-seulement parce qu'elle est plus petite, mais parce qu'elle est recouverte d'un duvet ou bourre d'apparence cotonneuse.

La cochenille mestèque, pour être bonne, doit être grosse, hémisphérique, bien nette; sa surface doit être lisse, avoir des reflets argentés ou soyeux, sur un fond d'un rouge brun; elle doit exhaler l'odeur particulière à l'*acide coccinique,* sans avoir celle de moisi; elle doit être sèche, et il faut que l'œil n'y aperçoive pas de corps étrangers. Lorsqu'on en prend une poignée dans un sac, il faut en la pressant sentir une certaine résistance; enfin, en la laissant échapper de la main, elle doit s'en écouler à la manière de petits corps arrondis mobiles, qui n'adhèrent point les uns aux autres, et le dedans de la main ne doit point être imprégné de poussière.

On a trouvé le moyen de frauder la cochenille, non-seulement en la mêlant avec une poussière rougeâtre, avec de petits morceaux de résine laque, etc., etc., mais encore en mou-

lant des pâtes colorées de manière à leur donner la forme de cet insecte.

La cochenille naît et se développe sur le *cactus cochenilifer*.

Le mâle vit un mois, et la femelle deux mois.

Après qu'on a récolté les cochenilles, on les fait mourir dans l'eau bouillante, puis on les fait sécher au soleil.

On les tue encore en les mettant dans un four ou sur des plaques de fer qu'on a fait chauffer convenablement.

Berthollet s'est servi du chlore pour estimer la propriété colorante des cochenilles du commerce.

Des poids égaux de cochenille mestèque du Mexique, de cochenille silvestre du même pays, de cochenille qui avait été récoltée à Saint-Domingue, bouillis séparément pendant une heure avec de l'eau, ont donné des décoctions que Berthollet a amenées ensuite, au moyen du chlore, à une même teinte de jaune; les quantités de chlore employées pour produire cet effet représentaient la valeur des cochenilles, et étaient,

Pour la	cochenille	mestèque. . . . . . :	18
—	—	silvestre	11
—	—	de Saint-Domingue	8

Mais, suivant cet illustre chimiste, la partie colorante était identique dans les trois échantillons, car ils donnaient aux étoffes des couleurs également vives.

Nous avons donné la composition de la cochenille, (TOM. IIe, *leçon* 29, *page* 65).

ART. II.

Du kermès.

Il a porté les noms de *coccum squerlatinum*, de *coccus baficus*, de *coccus infectorius*, de *granum tinctorium*, de *vermillon*.

Le kermès est plus gros que la cochenille mestèque, plus arrondi, d'une couleur moins rouge; sa surface est plus lisse.

On récolte en Languedoc le kermès depuis la mi-mai jusqu'à la mi-juin; des femmes l'enlèvent de dessus les arbres avant le jour.

Le kermès récolté doit être tué le plus tôt possible, afin de prévenir l'éclosion des œufs qui sont dans le corps de la mère. Pour cela on le laisse macérer 10 à 12 heures dans le vinaigre; ou bien on l'expose une demi-heure à la vapeur de cet acide; enfin on le fait sécher sur des toiles.

Nous avons vu plus haut (TOM. II, *leçon* 29, *pag.* 66) que M. Lassaigne considère la matière

colorante du kermès comme étant *uniquement* la carmine. Quoiqu'il soit très-vraisemblable que cet insecte contienne ce principe, cependant il faut admettre que ce résultat n'explique pas pourquoi le kermès donne à la laine une couleur rouge tirant sur le jaune, lorsque la cochenille lui en donne une qui est simplement rouge.

Il faut employer bien plus de kermès que de cochenille, pour avoir le même ton de couleur.

Art. III.

Du coccus polonicus.

On le récolte immédiatement après le solstice d'été. On lève de terre, avec une espèce de fer en forme de houlette à manche court, les racines du *scleranthus perennis* sur lesquelles il vit. Après en avoir détaché l'animal, on repique chaque plante dans le trou d'où on l'a levée. Le *coccus*, ainsi récolté, est criblé pour le séparer de la terre. On le fait mourir ensuite avec du vinaigre ou quelquefois même avec de l'eau aussi froide que possible, puis on le fait sécher. On peut encore à la fois tuer l'animal et le sécher en l'exposant au soleil.

Le *coccus polonicus* n'est presque plus em-

ployé en teinture. Les expériences de Hellot indiquent qu'il est inférieur à la cochenille.

Art. IV.

De la cochenille laque, de la laque et du lac-dye.

La *laque* ou *lacque, gomme laque, résine laque*, se recueille sur plusieurs arbres de l'Asie orientale, tels que le *ficus Indica*, le *ficus religiosa*, l'*arbor praso* ou *plaso*, le *rhamnus jujuba*, le *mimosa corinda*, le *mimosa cinerea*, et, suivant Hermann, le *croton bacciferum* : une espèce du genre cochenille appelée *coccus ficus*, *coccus lacca*, vit sur ces arbres. Suivant les uns, la femelle une fois fécondée pique les jeunes branches, il en sort un jus épais dans lequel elle s'enfonce, elle y grossit, et au bout de plusieurs mois elle donne naissance à vingt ou trente petits qui, d'abord sous la forme de vers, nagent dans un liquide rouge, et qui ensuite percent la peau du dos de la mère, dans laquelle ils sont contenus. Suivant les autres, et c'est l'opinion de M. Latreille, les femelles du *coccus lacca* se placent les unes auprès des autres, de manière à se toucher; la matière de la laque transsude de leur corps, et finit par les envelopper, comme

si chaque femelle était placée dans une cellule. Les petits percent la peau du dos de leur mère et la cellule où celle-ci était contenue.

Dans les deux opinions on admet que la partie colorante de la laque appartient à la cochenille et non au végétal qui la nourrit. La partie colorante se trouve en partie dans les débris de l'insecte restés dans l'intérieur des cellules, et en partie dans la résine même qu'elle colore en rougeâtre.

On distingue dans le commerce trois sortes de laques :

1° La *laque en bâtons* (*stick lac*). C'est la laque dans l'état naturel, telle qu'on la trouve sur les jeunes branches des arbres où vit le *coccus laccus*.

2° La *laque en grains* (*seed lac*). Lorsque la laque est séparée des branches où elle est adhérente, et qu'après l'avoir réduite en poudre, on en a extrait, en la frottant dans l'eau, autant de partie colorante que possible, le résidu qu'elle laisse est la laque en grains.

3° La *laque en écailles* (*shell lac*). C'est la laque en grains qui a été fondue dans une toile de coton placée au-dessus d'un feu de charbon, puis filtrée au travers au moyen de la torsion de

la toile, et enfin qui a été reçue sur un plan bien unie, où elle s'est figée sous la forme de plaques minces.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

Suivant Hatchett, ces trois sortes de laques sont formées de

	en bâtons.	en grains.	en écailles.
Résine	68	88,5	90,9
Matière colorante	10	2,5	0,5
Cire	6	4,5	4,0
Gluten	5,5	2,0	2,8
Corps étrangers	6,5	0,0	0,0
Perte	4,0	2,5	1,8
	100,0	100,0	100,0

USAGES ET PRÉPARATION.

La laque en bâtons a été employée d'abord en nature pour teindre la laine en rouge; on préférait, bien entendu, celle qui avait le plus de rouge dans l'intérieur et qui était à l'extérieur d'un brun noirâtre. Tantôt on la renfermait simplement dans un sac de toile que l'on mettait dans la chaudière; tantôt on la traitait par l'eau bouillante; celle-ci était séparée par décantation et concentrée à l'air.

Hellot faisait bouillir $\frac{1}{2}$ gros de racine de grande consoude en poudre par pinte d'eau; la liqueur

passée dans un linge était mise, chaude encore, en contact avec la laque pulvérisée et tamisée. Après une digestion de 12 heures, la liqueur était décantée; il y mêlait de l'eau, puis une très-petite quantité d'une forte solution d'alun. Le mucilage de la consoude se précipitait avec de l'alumine et la couleur de la laque; il faisait égoutter ces matières sur un filtre, puis il les séchait au soleil. La meilleure laque en bâtons lui donnait $\frac{1}{5}$ de son poids de précipité.

En 1793, la Compagnie anglaise des Indes orientales envoya en Angleterre, sous le nom de *lac-lake* ou *laque de résine laque*, une préparation faite par M. Stéphens. Peu de temps après, on mit dans le commerce, sous le nom de *lac-dye*, une préparation absolument analogue, faite par M. Turnbull. Le *lac-dye* ne paraît différer du *lac-lake*, que parce qu'on apporte plus de soin à le préparer.

Voici deux procédés au moyen desquels on peut faire du *lac-dye*, tels que je les ai vu pratiquer par une personne qui avait séjourné au Bengale plusieurs années, et qui s'était occupée, avec beaucoup d'intelligence, de la préparation de l'indigo, du *lac-dye*, etc.

1er. Après avoir détaché la laque en bâtons

des bois auxquelles elle est adhérente, on la casse en morceaux dont la grosseur ne doit pas excéder celle du chenevis. On la lave à l'eau, puis on la met dans une terrine de grès bien cuite, avec deux fois son volume d'eau claire, très-légèrement alcalisée de sous-carbonate de potasse ou de soude. Après avoir laissé macérer les matières pendant la nuit, on frotte le lendemain la laque contre les parois de la terrine avec la main ou une brosse de crin. Lorsque l'eau est bien chargée de couleur, on la décante de dessus le résidu, et on la passe dans un linge clair.

On fait six ou huit traitemens semblables, mais avec de l'eau non alcalisée; enfin, lorsqu'on a séparé le plus qu'il est possible de matière colorante de la laque, que tous les lavages sont réunis, on les précipite par très-peu d'eau d'alun à 2°. Dès que le précipité est bien déposé, on décante l'eau, et on jette le résidu sur des filtres. Quand il est égoutté, on l'enlève, on le presse après l'avoir enveloppé dans de la toile, puis on le divise en pains carrés, qu'on fait sécher.

2ᵉ On met 1 partie de laque réduite en petits morceaux dans un tonneau, avec 40 parties

d'eau alcaline marquant $\frac{1}{2}$ degré. On agite pendant demi-heure ; puis on laisse les matières réagir pendant 5 heures, en ayant soin de les agiter de temps en temps.

La liqueur bien claire, après un repos d'une heure, est décantée et passée dans un tamis de crin.

On la précipite avec de l'eau d'alun acidulée, marquant 3° ; on agite pendant 5 ou 6 minutes ; on laisse reposer, on décante l'eau qui doit être incolore, et on traite le dépôt comme on le fait dans le premier procédé.

CHAPITRE VIII.

DU CARTHAME.

Nous avons donné dans la leçon précédente (TOM. II, *leçon* 29, *pag.* 73), la composition des fleurs de carthame (*carthamus tinctorius*), plante de la famille des synanthérées.

Le carthame passe pour être originaire du Levant; mais il est naturalisé dans la France méridionale, en Espagne et en Italie.

On l'a cultivé en Thuringe et en Alsace, et, dans ces derniers temps, dans les environs de Lyon.

Le meilleur carthame est celui du Levant, de l'Egypte. Il contiendrait, suivant Beckmann, deux fois plus de couleur rose que celui de Thuringe.

Il paraît que l'époque la plus convenable pour le recueillir, est celle où la corolle, qui contient la partie colorante rose, se fane. Il paraît encore que les corolles ont besoin d'être mouillées matin et soir, quelques jours avant la récolte.

En Egypte, suivant Hasselquist, le carthame qu'on vient de cueillir est comprimé entre deux pierres, afin d'en séparer une portion de son suc. Il est lavé avec de l'eau de puits, qui contient toujours un peu de chlorure de sodium; il est exprimé à la main, puis séché sur des nattes au-dessus des terrasses. Le carthame est couvert pendant le jour, et découvert pendant la nuit. Quand il est séché au degré convenable, on le met dans le commerce.

Le carthame du Levant est plus pur, plus humide, plus rouge et moins élastique que celui de Thuringe.

Le meilleur moyen d'éprouver du carthame, est de faire un essai en petit sur un échantillon pesé, qu'on a lavé à l'eau, puis passé au sous-carbonate de soude. On précipite ensuite la partie rose sur des flocons de coton, ou sur une toile de cette matière, dont le poids est connu; et par la comparaison que l'on fait des quantités d'étoffes teintes au même ton, avec les différens échantillons de carthame qu'on essaie, on juge de leur valeur respective.

CHAPITRE IX.

DE L'ORSEILLE.

Ce nom est celui d'une matière colorante, que l'on prépare avec plusieurs espèces de lichens et de variolaires.

On distingue deux sortes d'orseille, l'*orseille de mer* et l'*orseille de terre*.

L'*orseille de mer* est encore appelée *orseille des iles, orseille des Canaries, orseille d'herbe.*

On la prépare avec le *lichen roccella,* qui croît sur les rochers des îles Canaries, ceux du Cap-

Vert, des Açores, de Corse, de Sardaigne, etc.

L'*orseille de terre*, appelée encore *orseille d'Auvergne, orseille de Lyon,* est bien moins estimée que la précédente.

On prépare l'*orseille de terre* avec

1° Le *variolaria orcina* ou *parelle d'Auvergne* (et non *lichen parellus* de Linnæus), qui, suivant l'état où on le recueille, est appelé *varenne, pucelle, parelle maîtresse.*

Le *variolaria orcina* croît surtout sur les rochers d'Auvergne.

2° Le *variolaria aspergilla;*
3° Le *variolaria dealbata;*
4° Le *lichen corallinus.*

Hellot, à qui nous devons un excellent traité de teinture sur laine, conseille d'essayer les lichens, etc., pour savoir s'ils sont susceptibles de donner de l'orseille par le procédé que nous allons décrire :

On les réduit en poudre ou en petits morceaux; on les met dans un petit vaisseau de verre, avec un peu d'hydrochlorate d'ammoniaque, et on les humecte avec parties égales d'ammoniaque fluor et d'eau de chaux. Le vaisseau doit contenir de l'air : on le bouche, et au bout de trois ou quatre jours, si la plante est suscep-

tible de donner de l'orseille, en inclinant le vaisseau la liqueur paraîtra rouge.

L'explication de la production d'une couleur rouge, dans le cas précédent, se comprend aisément d'après un travail de M. Robiquet.

COMPOSITION IMMÉDIATE DES LICHENS OU VARIOLAIRES QUI DONNENT DE L'ORSEILLE.

Des plantes qui sont susceptibles de donner de l'orseille, une seule a été analysée; c'est le *variolaria dealbata*. M. Robiquet l'a choisie, parce que c'est la plante de France qui, suivant plusieurs personnes, est la plus propre à préparer cette matière colorante.

Le *variolaria dealbata* est formé

1° D'une matière azotée d'un brun rougeâtre, qui ne présente aucune propriété digne d'être remarquée;
2° D'une résine très-facile à liquéfier, qui paraît formée en grande partie de chlorophylle;
3° D'une matière grasse résineuse;
4° D'une matière gommeuse;
5° Du tissu organique de la variolaire;
6° D'oxalate de chaux;
7° De varioline;
8° D'orcine.

Voici les propriétés caractéristiques que leur

assigne M. Robiquet qui les a découvertes :

VARIOLINE.

Elle est cristallisée en aiguilles blanches.

Elle se fond : à une température plus élevée une portion peut se volatiliser sans s'altérer, tandis que l'autre portion est réduite en une huile essentielle.

Elle est très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Elle est neutre aux réactifs colorés.

Elle ne développe aucune couleur sous l'influence des acides et celle des alcalis, lors même que le mélange a le contact de l'oxigène.

ORCINE.

De tous les principes immédiats du *variolaria dealbata*, l'orcine est le plus important à connaître, car c'est d'elle que tire son origine le principe colorant de l'orseille.

L'orcine est incolore neutre aux réactifs colorés, douée d'une saveur sucrée très-légèrement nauséabonde.

Exposée à la chaleur, elle se fond et se sublime sans altération.

Elle se dissout dans l'eau et peut s'en séparer sous la forme de prismes quadrangulaires

aplatis. La solution est complètement précipitée par le sous-acétate de plomb.

L'acide nitrique la colore en rouge, mais la couleur disparaît ensuite ; l'orcine est décomposée, sans qu'elle se résolve en acide oxalique.

Si l'orcine se rapproche du genre sucre par sa saveur, elle s'en éloigne par sa volatilité, parce que l'acide nitrique ne la convertit point en acide oxalique, et parce que le sous-acétate de plomb la précipite en entier de l'eau qui la tient en dissolution ; mais le caractère vraiment spécifique de l'orcine, c'est qu'elle se colore en violet sous l'influence de l'ammoniaque et de l'oxigène atmosphérique, lorsqu'après l'avoir mise à l'état sec, dans une petite capsule tenue 24 heures sous une cloche où il y a de l'ammoniaque concentrée en évaporation, on l'expose ensuite à l'air jusqu'à ce que de rouge brun qu'elle était d'abord, elle soit devenue d'un violet foncé.

Cette coloration de l'orcine, sous l'influence d'un alcali et de l'oxigène, a certainement du rapport avec les faits que l'acide gallique uni à l'ammoniaque, à la potasse, à la soude, etc., nous a présentés, lorsque nous avons mis ces gallates en présence du gaz oxigène; alors celui-

ci a été absorbé, et l'acide gallique a été transformé en une matière colorante acide.

La matière violette, provenant de l'altération de l'oxigène, est décolorée lorsqu'elle s'unit à l'acide hydrosulfurique; en cela elle se conduit comme l'hématine, la brésiline, et le principe du tournesol avec lequel elle paraît avoir une grande analogie.

ANALYSE DU *VARIOLARIA DEALBATA.*

On le traite successivement par l'alcool bouillant, l'eau bouillante et l'acide nitrique.

A. *Traitement alcoolique.*

L'alcool, qui a bouilli avec le *variolaria* filtré bouillant, dépose, par le refroidissement et la concentration, des flocons blancs qui sont la *matière grasse résineuse.*

La solution alcoolique, séparée de ces matières, est évaporée à sec; le résidu cède

1° A l'eau, de l'*orcine* qui est colorée par de la matière brune;

2° A l'éther, de la *varioline* et de la *résine verte.*

Le résidu est la *matière azotée d'un brun rougeâtre.*

B. *Traitement aqueux.*

Le *variolaria*, épuisé par l'alcool, cède à l'eau bouillante un *sel calcaire* et une *matière gommeuse.* Mais est-ce de la gomme? Donne-t-elle de l'acide saccholactique par l'acide nitrique? C'est ce qu'on ignore.

C. *Traitement par l'acide nitrique.*

Le *variolaria*, épuisé par l'alcool et l'eau, cède de l'oxalate de chaux à l'acide nitrique, et est réduit au tissu organique qui donnait sa forme au végétal.

PRÉPARATION DE L'ORSEILLE.

Les lichens qui fournissent l'orseille, une fois recueillis, doivent être séchés avec soin, si on ne veut pas les convertir sur-le-champ en matière colorante.

Les lichens qui donnent l'*orseille de terre*, doivent être passés dans un crible pour en séparer les graviers.

On développe l'*orseille* par différens procédés, cependant tous consistent essentiellement à mettre le lichen ou la variolaire, réduit en poudre fine, en contact avec de l'eau, de l'air et de l'ammoniaque. Ainsi,

1° A Florence on prépare l'orseille, suivant Micheli, en réduisant le lichen en poudre, le tamisant, l'arrosant légèrement d'urine ammoniacale, remuant le mélange une fois par jour, et y ajoutant chaque fois de la soude en poudre; lorsque le mélange est devenu d'un rouge violet, on le met dans un tonneau avec un volume d'urine ammoniacale ou d'eau de chaux suffisant pour le recouvrir.

2° On a prescrit d'ajouter de l'hydrochlorate d'ammoniaque, du sel gemme et du salpêtre au mélange précédent.

3° Hellot conseille de n'employer que de l'urine ammoniacale et de la chaux.

4° M. Cocq, qui a publié un très-bon mémoire sur la fabrication et l'emploi de l'orseille, décrit ainsi le procédé suivi à Clermont en Auvergne pour convertir le *variolaria orcina* en matière violette.

On sépare la mousse mêlée au *variolaria* ou à la *parelle* par un moyen fort simple; après l'avoir étendue en couche mince, on passe dessus, à plusieurs reprises, une étoffe de laine dont les poils sont assez longs pour s'attacher aux brins de mousse.

On met 100 kilog. de *parelle* nettoyée dans

une auge de bois, évasée de 2 mètres de long sur 0^m,6 à 0^m,7 de profondeur et 0^m,4 de largeur au fond.

On arrose la matière avec 120 kilog. d'urine, et davantage si la parelle est de bonne qualité, et on ferme l'auge exactement avec un couvercle.

On brasse la matière pendant 2 jours et 2 nuits, de 3 heures en 3 heures.

Le troisième jour on pèse 5 kilog. de chaux éteinte et passée au tamis de crin, un quart d'acide arsénieux et un quart d'alun de roche; et afin d'obtenir un mélange uniforme, on relève la parelle vers les deux bouts de l'auge, et on met les matières solides dans le milieu, puis on ramène la parelle dessus, avec précaution d'abord, afin d'éviter les mauvais effets qui pourraient résulter de la dispersion de l'acide arsénieux dans l'air. Lorsque la matière qu'on a ajoutée est bien mouillée, on brasse vivement; on laisse reposer un quart d'heure le mélange, puis on le remue en l'accumulant dans un des côtés de l'auge, et en l'y pressant avec une pelle de manière à écraser les parties grossières : de demi-heure en demi-heure, ou d'heure en heure, suivant que la réaction des corps est plus

ou moins vive, on change la matière de côté. On doit éviter la production d'une croûte de sous-carbonate de chaux, qui préserverait la matière du contact de l'air.

Au bout de 48 heures la fermentation s'affaiblit; on la fait renaître en ajoutant 1 kilog. de chaux. On remue d'heure en heure.

En général, la règle à suivre pour l'agitation est l'énergie de la fermentation.

Ordinairement

Le 5e jour on remue de 2 heures en 2 heures;

Le 6e jour, de 3 en 3;

Le 7e jour, de 4 en 4.

Le 8e jour la couleur violette est *assez vive;* on remue de 6 heures en 6 heures, et on continue de le faire pendant 15 jours; alors la couleur *est vive;* mais il faut encore huit jours pour qu'elle le soit autant que possible.

L'orseille se met dans des tonneaux où elle peut être conservée plusieurs années. L'orseille récente est inférieure à celle d'un an, mais la troisième année elle commence à se détériorer. Il faut la tenir constamment humide en y ajoutant un peu d'urine fraîche. L'orseille, en perdant son ammoniaque, prend une odeur de violette.

M. Cocq présume qu'il y aurait de l'avantage à remplacer l'urine par de l'eau d'ammoniaque; M. Robiquet partage cette opinion, il pense même que l'orseille qui est vendue dans le commerce, sous la dénomination d'*orseille de terre épurée*, a été préparée par ce moyen.

Il est certain que l'emploi de la chaux et de l'alun, en donnant naissance à des matières insolubles, telles que du sous-carbonate de chaux, du sulfate de chaux et de l'alumine, peuvent avoir l'inconvénient de rendre insoluble une portion de la matière colorante.

M. Robiquet pense que l'acide arsénieux, et même l'alun, sont destinés à retarder la fermentation de la parelle, ou plutôt l'action mutuelle de la matière soluble, de l'oxigène et de l'alcali; et il dit que quand leur influence est trop faible pour produire cet effet, on ajoute encore un peu de peroxide de mercure. S'il est réellement nécessaire de mêler à la parelle des matières propres à retarder l'action mutuelle des corps qui sont en présence, il est bien probable qu'en employant l'ammoniaque pure dissoute dans l'eau, il faudrait y mettre quelque sel soluble, pour remplacer ceux qui se trou-

vent dans l'urine, car ces derniers doivent tendre à ralentir l'action des corps.

USAGES.

L'orseille est employée en teinture pour les violets, les amaranthes, les pourpres, etc., surtout dans la teinture sur laine.

CHAPITRE X.

DE LA GARANCE.

La garance, dont on fait un si grand usage en teinture, est la racine d'une espèce de plante (*rubia tinctorum*), de la famille des rubiacées. Elle passe pour être originaire de l'Asie moyenne et de l'Europe méridionale.

La garance est cultivée dans le Levant et dans plusieurs contrées de la partie occidentale de l'Europe, notamment en Hollande et en France.

Dans le Levant, la garance n'est récoltée qu'au bout de 5 ou 6 ans; en France, elle l'est au bout de 3 ans.

La racine de garance, enlevée de terre et nettoyée avec soin, est étendue sur le sol, afin qu'elle perde son eau de végétation. Dans le Levant, la dessiccation s'opère à l'air, et autant que possible à l'ombre, par la seule action du vent. Dans nos pays la garance qui vient d'être récoltée est étendue sur le sol, puis transportée dans des greniers ou sous des hangars, en attendant qu'on la mette dans une étuve où la température est de 35 à 40°, et quelquefois même, dit-on, de 50 à 60°; mais il paraît qu'alors il y a excès de chaleur.

On juge que la dessiccation est achevée, lorsque la racine pliée en deux casse net.

Les racines une fois tirées de l'étuve, doivent être étendues sur des claies serrées, où on les bat légèrement, afin d'en détacher de la terre; on les vanne ensuite. La terre, le chevelu, de petites racines et une portion d'épiderme sont séparés et mis dans le commerce sous le nom de *billon*.

Garances du commerce.

On distingue dans le commerce les garances, en ayant égard au pays d'où elles viennent et à la préparation qu'on leur a fait subir.

A. DISTINCTIONS DES GARANCES EN AYANT ÉGARD AU PAYS.

1° *Garance du Levant* (*azalis, rizari, izari, ali-zari*).

Cette garance et la nôtre paraissent appartenir à une seule espèce.

La garance du Levant est mise dans le commerce après avoir été simplement nettoyée de sa terre et séchée.

Elle est sous la forme de brins plus ou moins longs, de $0^m,008$ de diamètre au plus; elle est brune à l'extérieur, et d'un rouge orangé pâle dans l'intérieur.

Elle nous vient de Smyrne, de Chypre, etc.

2° *Garance d'Avignon.*

La culture de la garance n'a été bien connue en France que depuis qu'un Persan, nommé Altken, la pratiqua dans les environs d'Avignon.

3° *Garance de Hollande.*

C'est surtout dans le seizième siècle que la Hollande se distingua des autres contrées de l'Europe, par les soins qu'elle apporta à la culture de la garance. Aussi la garance de Zélande est-elle une des plus renommées qu'on connaisse.

4° *Garance d'Alsace.*

Enfin, dans la dernière moitié du dix-huitième siècle, les Alsaciens s'attachèrent beaucoup à cultiver la garance.

B. DISTINCTIONS DES GARANCES EN AYANT ÉGARD A LEUR PRÉPARATION.

1° *Ali-zari.*

Ce mot, qui s'appliquait dans l'origine exclusivement à la garance du Levant, simplement séchée à l'air, se donne aujourd'hui à toute racine qui n'a point été moulue. On distingue donc sous ce rapport l'*ali-zari du Levant*, l'*ali-zari d'Avignon*, etc.

Autrefois on nommait *garance en branches* ce qu'on nomme aujourd'hui *ali-zari.*

Le prix de l'ali-zari de Chypre est en général à celui de Provence : : 3 : 2.

2° *Garance non robée.*

On donne ce nom à la garance séchée, qui a été moulue, sans avoir été séparée de sa pellicule corticale.

3° *Garance grappe ou robée.*

C'est la garance moulue, qui a été séparée, au moyen du blutoir, de sa pellicule corticale,

et, quelquefois même, de la partie interne qui est incolore.

4° *Garance mulle.*

Ce mot est, pour ainsi dire, synonyme de *billon*, car il s'applique aux racines, à l'épiderme, etc., séparés de la garance, au moyen du van et du blutoir.

Enfin il est encore des distinctions que l'on fait aujourd'hui dans le commerce.

5° *Garance SF. véritable.*

C'est la garance séchée qui a été passée sous une meule, et ensuite au blutoir. Au moyen de la meule, l'épiderme, qui retient toujours un peu de matière terreuse, est détaché du reste de la racine, et au moyen du blutoir il en est séparé.

6° *Garance SF.*

C'est la garance séchée et moulue, sans que l'épiderme en ait été séparé.

7° *Garance SFF.*

C'est la garance SF. moulue de nouveau, et séparée de ce qu'on appelle *parenchyme.*

8° *Garance extra-fine.*

Elle s'obtient en ne passant à la meule que

la partie intérieure de la racine de garance.

COMPOSITION IMMÉDIATE DE LA GARANCE.

La composition immédiate de la garance ne peut être encore établie d'une manière précise, quoique plusieurs chimistes se soient occupés de la déterminer à différentes époques : c'est ce qui m'engage à présenter un résumé historique des travaux auxquels a donné lieu cette précieuse matière, envisagée sous le rapport chimique, plutôt qu'à présenter cette composition d'une manière dogmatique.

Watt a soumis la garance de Zélande à plusieurs expériences, qui ont eu pour objet de constater la couleur que les acides, les alcalis, et plusieurs sels, sont susceptibles de développer en réagissant sur son infusion ; mais il n'y a pas de conséquence à tirer de son travail relativement à la composition de cette matière.

M. Haussmann observa en 1791 qu'il est avantageux d'ajouter de la craie au bain de garance dans lequel on passe les toiles de coton, parce que, suivant lui, le sous-carbonate de chaux neutralise un acide libre contenu dans cette racine.

Plus tard, M. Ch. Bartholdi ayant avancé que

la garance contenait environ 50 grains de sulfate de magnésie par once, M. Haussmann attribua à la décomposition de ce sel par la craie le bon effet de cette dernière dans le garançage; mais cette opinion est inadmissible, puisque de nouvelles expériences ont démontré qu'il n'y a pas de sulfate de magnésie dans la garance.

M. Mérimée s'étant occupé de préparer des laques pour la peinture, a imaginé 1° de traiter la racine de garance par des lavages multipliés à l'eau simple, à l'eau alcalisée, et enfin à l'eau acidulée, afin d'en séparer une matière de couleur fauve; 2° de mettre la racine lavée dans une eau légère d'alun qui dissout une matière de couleur rouge; 3° de précipiter ensuite cette solution par le sous-carbonate de potasse; l'alumine de l'alun entraîne alors la matière rouge, et forme une belle laque.

Berthollet, en 1804, conclut, des travaux d'autrui plutôt que de ses propres expériences, qu'elle était formée de deux substances colorantes, l'*une fauve,* et l'*autre rouge* qu'il regardait comme moins soluble dans l'eau que la première.

En 1823, M. Kuhlmann publia un travail

duquel il résultait que la garance était composée de

Principe colorant rouge,
— — fauve,
Ligneux,
Acide végétal,
Gomme,
Matière azotée,
Matière mucilagineuse,
Sucres,
Matière amère,
Résine odorante,
Sels inorganiques, mais pas de sulfate de magnésie.

Voici comment il proceda à cette analyse :

Il fit infuser la racine de garance dans l'eau pendant vingt-quatre heures, et sépara l'infusion de la partie indissoute.

Infusion.

L'infusion filtrée contenait le principe colorant fauve, du sucre de raisin et du sucre liquide, de la gomme, de l'acide malique, de l'acide sulfurique à l'état salin, du phosphate de chaux.

Partie indissoute.

La partie indissoute fut épuisée par l'eau bouillante.

La dissolution précipita des *flocons orangés* par l'acide sulfurique; ils furent lavés et traités par l'alcool à 40°, qui s'empara du principe colorant rouge combiné avec l'acide sulfurique, à l'exclusion de la matière azotée et du mucilage; la solution alcoolique fut agitée avec du carbonate de potasse, qui s'empara de l'acide sulfurique, et laissa le principe rouge dans la liqueur, d'où M. Kuhlmann l'obtint, par évaporation, cristallisé confusément.

Ce principe était assez soluble dans l'eau, qu'il colorait en rouge.

Il était très-soluble dans l'alcool; la solution était rouge.

Les acides le précipitaient en flocons orangés.

La soude, la potasse, l'ammoniaque, augmentaient sa solubilité dans l'eau sans en changer beaucoup la nuance.

Le 25 juillet 1826, MM. Robiquet et Colin firent connaître l'alizarine et le procédé que nous avons décrit pour l'obtenir (TOM. II, *leçon* 29, *pag.* 84). Ils prouvèrent par là que la matière que M. Kuhlmann avait décrite comme étant le principe colorant rouge de la garance, contenait de la potasse. Ils firent voir en outre

que l'on peut préparer de belles laques de garance à un prix peu élevé.

En exposant les propriétés de l'alizarine, ils ne cachèrent pas les objections qu'on pouvait faire à leur opinion que l'*alizarine est le principe colorant rouge de la garance,* objections fondées sur le peu de solubilité de cette substance dans l'eau d'alun bouillante, et sur ce qu'ils n'avaient pu préparer une belle laque avec elle, tandis que dans le procédé de M. Mérimée, le principe rouge de la garance est dissous dans l'eau d'alun, et est alors susceptible de donner une belle laque rose.

Dans un second mémoire, lu à l'Institut, le 30 juillet 1827, MM. Robiquet et Colin firent connaître la *purpurine,* qu'ils obtinrent, ainsi que nous l'avons dit (TOM. II, *leçon* 29, *pag*. 98), en précipitant, par l'acide sulfurique, l'eau d'alun qui a bouilli sur la garance et en chauffant le précipité.

Ils décrivirent, sous le nom de *charbon sulfurique,* une préparation qu'ils proposèrent pour la teinture, avec d'autant plus de confiance qu'elle contient la partie rouge de la garance à l'état de pureté ou dans un état qui en est très-voisin. Avec ce charbon on teint,

dans un bain bouillant, les toiles de coton en beau rouge, èt comme la couleur ne s'applique que sur les parties mordancées, l'usage peut en être avantageux, surtout lorsqu'on veut réserver des parties blanches. On peut encore tirer parti de la propriété qu'a ce charbon de céder aisément sa partie colorante à l'alcool bouillant.

Pour préparer le *charbon sulfurique* il suffit de mettre en contact la garance en poudre avec une quantité d'acide sulfurique concentré, telle, que la température du mélange ne dépasse pas 60 à 70°; pour 3 kil. de garance, il faut 750 grammes d'acide sulfurique qu'on ne verse que par portions sur la matière colorante. La partie rouge qui n'est point altérée s'unit au charbon provenant de la décomposition de l'autre partie de la racine.

Dans ce mémoire, MM. Robiquet et Colin confirmèrent ce qui avait été avancé déjà sur la possibilité de teindre avec la garance fermentée.

Ils proposèrent en outre d'essayer les garances par un procédé que nous décrirons plus bas.

Le second mémoire de MM. Robiquet et Colin fut envoyé, du 15 au 20 avril, à la société industrielle de Mulhausen, qui avait proposé

des prix pour ceux qui résoudraient les questions suivantes :

1° *Trouver un moyen prompt et facile de déterminer comparativement la valeur d'une garance à une autre.*

2° *Séparer la matière colorante de la garance, et déterminer ainsi la quantité qu'un poids donné de garance en contient.*

MM. Robiquet et Colin ne furent pas les seuls chimistes qui les traitèrent; elles fixèrent encore l'attention de M. Kuhlmann, de M. Houtou-Labillardière, et de quelques autres personnes qui ont gardé l'anonyme.

M. Kuhlmann reconnut dans son nouveau travail, que la matière qu'il avait prise, en 1823, pour le principe colorant rouge de la garance, contenait de la potasse. Il considéra l'alizarine de MM. Robiquet et Colin comme le principe colorant rouge à l'état de pureté; mais il chercha à démontrer que la garance contenait un autre principe colorant jaune, qu'il appela *xanthine,* et qui constituait principalement la partie fauve de la racine.

Il assigna à la xanthine les propriétés suivantes.

Elle est d'une couleur orangée vive, très-so-

luble dans l'eau et l'alcool, et faiblement dans l'éther.

Les acides la font passer au jaune de citron.

L'acide sulfurique concentré précipite de sa solution une poudre verte qui est insoluble dans l'eau.

Les alcalis la font passer au rouge.

Ses laques sont roses ou rouges.

Elle teint le coton mordancé en orangé vif, tandis que l'alizarine le teint en bleuâtre.

Elle est douée de l'odeur de la garance, et d'une saveur sucrée et amère.

Voici le procédé de M. Kuhlmann, pour extraire l'alizarine et la xanthine de la garance, et pour en déterminer les quantités :

Il épuise un poids connu de garance par l'alcool, parce que l'eau, loin de dissoudre toute la matière rouge, en détermine une portion à se fixer intimement au résidu ligneux. La matière indissoute par l'alcool est grise, et non d'un rouge violet, comme elle l'eût été si on eût fait usage d'eau.

La solution, d'un brun foncé, est concentrée dans une cornue en consistance légèrement visqueuse; on y ajoute un peu d'acide sulfurique, puis de l'eau. Il se dépose de l'alizarine qu'on

lave par décantation à l'eau froide, jusqu'à ce que le lavage ne précipite plus le nitrate de baryte en sulfate.

Le précipité est ensuite pesé, ou, ce qui vaut mieux encore, traité par l'éther, qui sépare l'alizarine de quelques matières étrangères; on a le poids de l'alizarine en laissant évaporer spontanément son dissolvant.

Quant à la *xanthine*, on épuise un poids connu de garance par l'alcool bouillant. On évapore le lavage en extrait sec; on le délaie ensuite dans l'eau froide qui dissout la xanthine à l'exclusion de l'alizarine.

La solution aqueuse filtrée est mêlée à un excès d'acétate de plomb, qui précipite une matière brune à laquelle l'alcool bouillant enlève un peu de xanthine. On précipite ensuite la liqueur filtrée par un léger excès d'eau de baryte. Toute la xanthine est entraînée en combinaison avec l'oxide de plomb. Le précipité est rose ou rouge ; il doit être lavé avec de l'eau aiguisée de baryte afin d'empêcher sa solution; on le décompose par l'acide sulfurique. La xanthine se dissout dans l'eau avec un peu d'acide sulfurique qu'on en sépare au moyen de l'eau de baryte. On fait évaporer la solution à

sec, et le résidu, traité par l'alcool bouillant, ne cède à ce liquide que de la xanthine, qu'on obtient enfin par l'évaporation à siccité.

Nous avons traité dans l'ordre chronologique de tous les travaux *qui furent publiés* jusqu'à l'époque où le comité de chimie de la société industrielle de Mulhausen fit connaître son opinion sur les mémoires qui lui avaient été adressés pour concourir *aux prix sur la garance.*

En novembre 1826, dans l'intervalle de temps des deux lectures que firent à l'Académie MM. Robiquet et Colin, MM. Gaultier de Claubry et J. Persoz déposèrent à la même société un paquet cacheté, dans lequel se trouvait un travail sur la garance, qu'ils lurent à cette société savante le 14 janvier 1828; je vais en faire connaître les principaux résultats.

On ajoute à 500 grammes de garance délayés dans l'eau 45 grammes d'acide sulfurique concentré; on y dirige un courant de vapeur d'eau pendant 15 à 20 minutes. La matière gommeuse, qui rend le lavage de la garance si difficile, est réduite en sucre, et alors on peut aisément la dépouiller de tout ce qu'elle contient de soluble dans l'eau froide.

La garance, lavée à l'eau froide jusqu'à ce que le lavage ne soit plus acide, est mise avec de l'eau de sous-carbonate de soude : deux traitemens suffisent pour l'épuiser de toute matière soluble dans ce liquide. En ajoutant aux lavages alcalins de l'acide sulfurique, on en précipite une matière que les auteurs regardent comme le *principe rouge* de la garance.

La garance, épuisée par l'eau alcaline, traitée par l'eau d'alun chaude, lui cède un principe colorant que les auteurs appellent *principe rose*, et qu'on en précipite par l'acide sulfurique. MM. Gaultier et Persoz considèrent cette substance comme la purpurine de Robiquet et Colin.

Principe rouge.

Il est peu soluble dans l'eau, même bouillante.

Il forme avec l'alcool une solution couleur de safran, qui, évaporée, laisse un résidu à reflets cuivrés et verts.

L'éther le dissout mieux que l'alcool. La solution cristallise.

Il est soluble dans l'acide sulfurique concentré.

L'ammoniaque, la potasse, la soude, le dissolvent à froid et se colorent en rouge.

Les sous-carbonates solubles le dissolvent également à froid, mais les solutions sont d'un jaune rougeâtre.

Les acides précipitent le principe rouge de ses dissolutions.

Dissous dans l'eau de potasse, avec un peu de protoxide d'étain, il teint les étoffes en rouge sale.

Sa solution alcoolique précipite les sels alumineux en une laque d'un rouge foncé.

Il teint la laine en rouge de brique solide.

Il donne à la distillation de l'alizarine, des produits non ammoniacaux, et un charbon volumineux.

Principe rose.

En masse, il est de couleur rouge; divisé, il est d'un si beau rose, que les auteurs en prescrivent l'usage pour la peinture.

L'eau n'en dissout que très-peu.

L'alcool le dissout à froid et mieux à chaud; la solution est d'un beau rouge cerise, qui passe au violet par la potasse. Cette solution ne précipite-pas les sels alumineux, ainsi que le fait la solution du principe rouge.

L'éther le dissout et se colore en rouge brun. La solution cristallise.

L'acide sulfurique concentré le dissout sans l'altérer; la solution est d'un rouge cerise, qui précipite par l'eau et les sous-carbonates alcalins.

L'acide nitrique le décompose à froid. Il se produit de l'acide oxalique.

Les alcalis caustiques le dissolvent à froid; la solution est violette. L'acide sulfurique fait passer la couleur au rouge jaunâtre.

Les sous carbonates alcalins le dissolvent à chaud. La solution est d'un rouge d'orseille.

L'eau d'alun et les autres sels alumineux le dissolvent. La solution est d'une superbe couleur rouge cerise, très-différente sous ce rapport de celle du principe rouge.

Le chlore le détruit plus facilement que le principe rouge.

Il donne à la distillation beaucoup moins d'alizarine que ce dernier.

Si l'on fait agir la garance, ou plutôt ses diverses parties sur de la laine alunée, on y reconnaîtra trois propriétés colorantes distinctes, celle de colorer l'étoffe en jaune,

celle de la colorer en rouge, et celle de la colorer en fauve ou en brun.

La première propriété me paraît due à un principe jaune, mais je ne pense pas que *la xanthine* de M. Kulhmann soit ce principe à l'état de pureté.

La seconde propriété est rapportée, dans l'état actuel des choses, à l'alizarine et à la purpurine; mais ces deux matières existent-elles toutes formées dans la racine de garance? Doivent-elles être considérées comme deux espèces distinctes? ou l'une n'est-elle qu'une variété, qu'une simple modification de l'autre? c'est ce qui n'est pas encore déterminé. Quant à la matière rouge de MM. Gaultier et Persoz, j'ai plusieurs motifs de croire que ce n'est point un principe immédiat pur.

La troisième propriété n'est pas susceptible d'être ramenée maintenant à une matière bien définie. Cependant, sans prétendre dire que la couleur fauve ne puisse appartenir à un seul principe organique, je pense que le fauve clair et le fauve plus ou moins brun sont en général le résultat de la fixation simultanée de plusieurs matières sur les étoffes, telles qu'un principe jaune, un principe rouge,

et une matière bleue ou noirâtre provenant de l'altération d'un principe jaune ou rouge, ou bien de l'union d'une matière organique avec le fer ou un de ses oxides.

Enfin, plusieurs observations me font penser que la propriété que présente la racine de garance de faire *gelée* avec l'eau, est due à l'acide pectique, ou à une de ses combinaisons.

Suivant M. Édouard Kœchlin, la racine de garance d'Alsace fraîche est constituée de la manière suivante :

90,36 parties charnues	=	eau.	73,42
		matière sèche	16,94
9,64 parties ligneuses	=	eau.	4,96
		matière sèche	4,68
100,00			100,00

La matière colorante de la garance se trouve en totalité ou presque en totalité dans les parties charnues. Elle y est dissoute dans le suc aqueux ; celui-ci a une couleur jaune qui passe au rouge par le contact de l'air.

La garance d'Avignon diffère de la garance d'Alsace en ce qu'elle ne donne pas ou que très-peu de gelée quand on la traite par le procédé de MM. Robiquet et Colin. Elle contient

moins de matière tinctoriale à poids égal, par la raison que chaque année on enterre la tige. Or, dans celle-ci il n'y a qu'une très-petite quantité de matière rouge, en comparaison de celle qui se trouve dans la racine.

Suivant M. Kœchlin-Schouch, la garance d'Alsace moulue et séchée contient :

Matière soluble dans l'eau froide. . .			55,0
—	—	bouillante.	3,0
—	—	l'alcool . .	1,5
Ligneux			38,0
			97,5

D'après mes expériences,

100 p. de lizari du Levant, séchées à 100°, ont laissé 9,8 de cendres demi fondues.

100 p. d'une garance d'Alsace, séchées à 100°, ont laissé 9,5 de cendres pulvérulentes.

100 p. d'une autre garance d'Alsace, ont laissé 12,0 de cendres pulvérulentes.

100 p. d'une troisième garance d'Alsace, ont laissé 13,5 de cendres pulvérulentes.

ESSAIS DES GARANCES.

MM. Robiquet et Colin ont proposé d'essayer les garances de la manière suivante :

On les fait sécher au bain-marie ou à l'étuve.

On prend 25 grammes de chaque échantil-

lon : on les délaie avec 200 à 250 grammes d'eau dont la température ne doit pas excéder 20°, autrement on dissoudrait du principe rouge. Après trois heures de contact, on jette le tout sur une toile. On lave la matière insoluble avec 200 ou 250 grammes d'eau froide, puis on la fait sécher au bain-marie ou à l'étuve. On la pèse.

On en met 1 partie dans un petit ballon de verre avec 40 parties d'eau et 8 parties d'alun. On fait chauffer, et après un quart d'heure d'ébullition, on filtre le liquide bouillant. On fait un second lavage comme le précédent; on l'y réunit, puis on compare, dans des colorimètres, les liquides provenant des divers échantillons de garance qui ont été traités de le même manière, afin d'en estimer les qualités respectives.

Au lieu de l'essai au colorimètre, les auteurs proposent de précipiter, par l'acide sulfurique, les liqueurs d'alun des divers échantillons de garance que l'on compare; les poids des précipités représentent les proportions du principe colorant contenu dans chacun des échantillons essayés.

Ce procédé d'essai est fondé, suivant les au-

teurs, sur ce que l'eau froide ne dissout pas d'alizarine, et sur ce que la quantité de solution d'alun bouillante qu'ils prescrivent d'employer dissout toute celle contenue dans la racine de garance, ce qui n'est pas absolument exact.

M. Houtou-Labillardière a proposé le colorimètre de son invention, dont nous avons parlé aux essais des indigos (page 63 de cette leçon), pour déterminer promptement la qualité tinctoriale des garances. Si ce procédé ne donne pas toujours des résultats précis, cependant ses indications ne sont point à négliger, lorsqu'on a l'habitude de le pratiquer. Par exemple, la société industrielle de Mulhausen ayant envoyé à M. Houtou-Labillardière plusieurs échantillons de garance, pour qu'il les soumît à son moyen d'épreuve, il arriva aux résultats que je vais rapporter.

1 Une solution de garance qui contenait 3 pour 100 d'eau, fut estimée par lui en contenir 9;

2° Une garance qui contenait 0,10 de sciure de bois, et 0,01 de bois de Campèche, fut estimée par lui contenir 0,12 de corps étrangers;

3° Deux échantillons de garance qui étaient de la même qualité, furent reconnus par lui pour être identiques.

M. Kuhlmann a proposé le moyen suivant :

Il pèse 1 gramme de garance divisée autant que possible.

Il l'épuise dans un petit ballon en le soumettant à quatre lavages successifs d'alcool bouillant.

Il emploie 30 à 40 grammes de ce dernier.

Ces 4 lavages sont réunis dans une cloche qu'il appelle *alizarimètre*, et qui présente une capacité de 100 centimèt. cubes, divisée en 100 parties égales ou *degrés*. Il ajoute aux lavages assez d'eau pour avoir 100 centimèt. cubes, puis il y verse quelques gouttes de potasse ou d'ammoniaque afin de faire tourner la couleur au violet, et il agite bien pour mêler les liqueurs également.

En soumettant plusieurs échantillons à la même épreuve, et comparant ensuite leurs lavages dans autant d'*alizarimètres*, il juge :

1° D'après l'intensité de la couleur, de la quan-

tité des parties colorantes, qui se composent d'alizarine et de xanthine ;

2° D'après la nuance du bleu ou du violet, de la proportion respective de l'alizarine et de la xanthine. L'alizarine est d'autant plus abondante que la couleur des lavages tire davantage sur le bleu.

Cette manière d'essayer les garances présente des difficultés qui me paraissent insurmontables : si l'œil le plus exercé, comparant diverses solutions d'un même principe colorant dans un même liquide, ne peut guère apprécier les quantités proportionnelles de ce même principe, d'après l'intensité de la couleur de ses dissolutions, combien, à plus forte raison, éprouvera-t-il de difficulté lorsqu'il y aura deux matières colorantes, dont l'une est bleue et l'autre est rouge, qui varieront en proportion l'une par rapport à l'autre?

Enfin, l'auteur ne dit pas si des proportions diverses d'ammoniaque et d'alcool, toutes choses égales d'ailleurs, ne peuvent pas avoir quelque influence sur les résultats.

CHAPITRE XI.

DE LA GAUDE.

La gaude ou vaude est une espèce de *reseda* que Linnæus nomme *luteola,* à cause de la couleur jaune qu'elle donne à la teinture ; elle appartient à la famille des capriers : elle croît spontanément en France, et dans presque toutes les autres parties de l'Europe.

La gaude cultivée est moins haute, moins ligneuse et plus herbacée que la gaude sauvage ou bâtarde ; elle contient une plus grande proportion de matière colorante qui se trouve principalement dans la partie supérieure de la plante, surtout dans les dernières feuilles et les enveloppes du fruit.

La gaude cultivée dans le midi de la France est plus petite, plus fine que la gaude cultivée dont on fait usage à Paris et dans les départemens du nord. Un teinturier du Midi m'a assuré que la première est bien plus riche en couleur que la seconde. Cependant des essais comparatifs faits aux Gobelins, avant que j'y fusse placé,

ont donné, m'a-t-on dit, un résultat absolument contraire.

Lorsque la gaude est en fruit, on l'arrache de terre, on la fait sécher, puis on en fait des bottes qu'on livre au commerce.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

J'ai fait des recherches sur la composition de la gaude, j'ai obtenu le principe colorant cristallisé par sublimation; je l'ai nommé *lutéoline.* Voici quelques-unes de ses propriétés.

La lutéoline sublimée est en aiguilles : les plus longues sont transparentes et d'un jaune léger; les plus petites, vues sur les parois du verre où elles se sont condensées, paraissent d'un jaune plus foncé, et ont un aspect velouté.

Elle est plutôt acide qu'alcaline au tournesol.

Elle est très-peu soluble dans l'eau, et, quoiqu'elle colore à peine ce liquide, elle lui donne cependant la propriété de teindre la soie et la laine alunées, qu'on y tient plongées à une température peu élevée, en une belle couleur jaune verdâtre ou jonquille.

Elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther.

L'eau de potasse la colore en un jaune d'or superbe, qui peu à peu passe au jaune verdâtre,

puis au roux parce que probablement l'oxigène est absorbé.

Les eaux de baryte, de strontiane, de chaux, d'ammoniaque se comportent d'une manière analogue.

L'acétate de plomb, l'alun, l'acétate de cuivre précipitent sa solution aqueuse en jaune.

Le sulfate de peroxide de fer la précipite en brun olivâtre.

L'acide sulfurique concentré y développe une couleur jaune, tirant sur le rouge plutôt que sur le vert. Il se produit peu à peu des flocons roux.

L'acide sulfurique concentré, dans lequel on délaie la lutéoline, la dissout. La solution est d'un jaune orangé verdâtre; elle précipite par l'eau.

Une décoction faite avec 1 partie de feuilles terminales mêlées de capsules de gaude et 10 parties d'eau, bouillies un quart d'heure, dépose par le refroidissement des flocons d'un jaune légèrement brun olivâtre, qui sont formés de *lutéoline*, *d'une matière cristallisable blanche*, *d'une matière azotée*, *d'oxide de fer*, *de chaux* et *de silice*.

Nul doute que la couleur brune olivâtre des flocons déposés ne soit due à la combinaison de l'oxide de fer avec une portion de lutéoline et de matière azotée.

La décoction de gaude, filtrée après le refroidissement, est d'un jaune un peu roux. Elle a une odeur désagréable et particulière, une saveur douceâtre et amère. Elle m'a offert, entre autres corps :

1° Une matière non azotée qui donne de la viscosité à l'eau;

2° Une matière azotée;

3° De la lutéoline;

4° Une matière colorante d'un jaune roux, qui est probablement de la lutéoline altérée;

5° Une matière saccharine;

6° Une matière amère, incolore, soluble dans l'eau et l'alcool;

7° Un principe odorant;

8° Un acide organique libre;

9° Du citrate de chaux;

10° Du citrate de magnésie;

11° Du phosphate de chaux;

12° Du phosphate de magnésie;

13° Du sulfate de chaux;

14° Du sulfate de potasse;

15° Du chlorure de potassium;

16° Un sel organique de potasse;

17° Un sel ammoniacal.

La décoction de gaude refroidie et filtrée se comporte de la manière suivante avec les réactifs:

Elle ne trouble que légèrement la colle de poisson.

Elle est légèrement acide au papier de tournesol.

L'hydrochlorate de baryte y démontre une petite quantité d'acide sulfurique.

Le nitrate d'argent y démontre une très-petite quantité de chlore ou d'acide hydrochlorique.

L'oxalate d'ammoniaque en précipite une grande quantité d'oxalate de chaux.

La potasse fait passer la couleur au jaune d'or un peu verdâtre.

La baryte y fait un précipité floconneux d'un beau jaune.

L'alun n'y fait qu'un léger précipité jaune.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain, et surtout l'acétate de plomb, y font des précipités jaunes plus abondans.

L'acétate de cuivre y fait un précipité jaune roux tirant sur le vert.

Le sulfate de peroxide de fer la colore en brun olivâtre, et n'y fait à la longue qu'un léger précipité brun.

L'acide sulfurique concentré la colore en roux, et en précipite quelques flocons.

L'acide sulfurique faible la trouble légèrement.

L'acide nitrique à 34° en fonce la couleur sans la précipiter.

L'acide oxalique en précipite de l'oxalate de chaux, et la liqueur filtrée est d'un jaune très-pâle.

L'acide acétique, sans la précipiter, en affaiblit la couleur, mais beaucoup moins que ne le fait le précédent.

L'eau d'iode ne produit rien de remarquable.

Un peu de chlore en fait passer la couleur au roux, et en précipite des flocons. Un excès de chlore fait disparaître le roux; la liqueur repasse au jaune.

USAGES.

La gaude est une des matières tinctoriales les plus précieuses, parce que la couleur jaune qu'elle donne aux étoffes n'a pas le défaut de passer plus ou moins promptement au roux, comme le font la plupart des autres jaunes de nature organique.

CHAPITRE XII.

DE LA SARRETTE.

La sarrette (*serratula tinctoria*) est une plante vivace, de la famille des cinarocéphales, qui a été plus employée en teinture qu'elle ne l'est aujourd'hui.

CHAPITRE XIII.

DE LA GENESTROLE.

La genestrole ou genêt des teinturiers (*genista tinctoria*) est une plante annuelle de la famille des légumineuses, qui a été employée en teinture; mais la couleur qu'elle donne n'est point aussi solide que celle de la gaude.

CHAPITRE XIV.

DU BOIS JAUNE.

Le bois jaune est celui du *morus tinctoria*, plante de la famille des orties; il est originaire du Brésil et des Antilles. Quoiqu'il ne soit employé en grande quantité que depuis quelque temps, cependant il semble qu'il ait été apporté en Angleterre avant 1692; du moins Pommet, dans son Histoire des drogues, imprimée cette année, mentionne-t-il sous la dénomination de *bois jaune*, un bois que les Anglais employaient alors en teinture et dans l'ébénisterie; mais il en ignorait tout-à-fait l'origine.

Le bois jaune est sous la forme de grosses bûches; il doit être compacte, dense, d'une couleur jaune sans mélange de rouge.

On trouve souvent dans l'intérieur des bûches une matière pulvérulente jaune ou d'un blanc tirant sur la couleur de chair, et une matière rouge dont l'aspect est résineux.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

J'aurais voulu que mes recherches sur le bois

jaune, ainsi que celles que j'ai commencées sur les autres matières colorantes dont il me reste à parler, m'eussent permis d'établir dès à présent la composition immédiate de chacune d'elles; mais, quoique livré depuis long-temps à ce travail, qui comprend plusieurs points des plus difficiles de la chimie organique, je ne suis point en mesure de donner des conclusions définitives sur ce sujet. Je me bornerai à exposer les résultats principaux de mes observations, ainsi que les questions auxquelles elles conduisent : si mon espoir est fondé, plusieurs de ces dernières seront résolues lorsque je publierai la seconde partie de ce cours, et alors je compléterai autant que possible les aperçus que je vais présenter.

Lorsqu'on fait concentrer et refroidir convenablement une décoction ou une infusion aqueuse de bois jaune, on obtient une matière qui semble avoir cristallisé confusément. Elle est jaune, mais elle peut présenter accidentellement quelques parties rougeâtres et orangées. Les propriétés de cette matière sont assez remarquables, sous le rapport de la science et sous celui de la teinture, pour que je l'aie distinguée par un nom particulier; mais d'un autre

côté, comme il y a quelque raison de croire qu'elle est immédiatement formée de plusieurs principes, j'ai pensé que le nom ne devait point avoir la terminaison *ine* que tous les chimistes français s'accordent aujourd'hui à donner aux diverses espèces de principes immédiats organiques. D'après ces considérations, j'ai appelé *morin* la matière que je vais décrire, matière que je connais depuis 1814, et que j'ai signalée en 1818 (Voy. *Annales de chimie et de physique*, t. 9, p. 330).

DU MORIN.

Le morin est acide au papier de curcuma rougi par la chaux.

Il est peu soluble dans l'eau, même bouillante. La solution faite à chaud dépose en refroidissant des flocons qui, séchés sur le filtre où ils ont été recueillis, ont un aspect cristallin. La solution refroidie est d'un jaune léger.

Le morin est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau. La solution alcoolique évaporée spontanément cristallise.

Il est plus soluble dans l'éther que dans l'alcool. La solution éthérée évaporée spontanément donne des cristaux jaunes, en aiguilles

courtes, disposées circulairement, mais de manière à présenter des formes très-variées, telles que celles d'une roue, d'une fleur d'œillet, d'une fleur de souci, du chou-fleur, etc., etc.

La solution aqueuse de morin trouble la colle de poisson.

Elle devient d'un très-beau jaune, sans précipiter, par les eaux de potasse, d'ammoniaque, de baryte, de strontiane et de chaux.

Elle passe au jaune verdâtre par l'eau d'alun.

Le sulfate de peroxide de fer la fait passer au vert dragon. Il se fait un précipité.

L'acétate de cuivre ne la précipite pas sur-le-champ.

L'acide sulfurique concentré en exalte la couleur jaune.

L'acide sulfurique concentré et le morin sec donnent une solution d'un jaune orangé verdâtre.

L'acide nitrique à 34° fait passer sa solution aqueuse au rougeâtre et la trouble.

Le morin, soumis à l'action de l'acide nitrique bouillant, donne de l'acide oxalique.

La solution aqueuse du morin, mise dans un tube de verre, remplie de mercure et renversée dans un bain de ce métal, n'éprouve aucun

changement de couleur, dans le temps où une solution identique, renfermée dans un tube semblable, mais avec du gaz oxigène, passe *au rouge.* C'est cette altération par l'air, du morin dissous dans l'eau, qui explique pourquoi on obtient, en évaporant sa solution, une matière difficilement cristallisable, en partie jaune et en partie rouge. L'action de l'air s'observe encore sur la solution alcoolique, mais elle est bien plus faible que dans l'autre cas.

Le morin, soumis à la distillation, se fond, se colore en rouge brun, exhale de l'eau, une vapeur qui se condense en un liquide qui cristallise par refroidissement en petites aiguilles d'un jaune roux; enfin il se dégage une vapeur huileuse et des gaz. Il reste un charbon léger.

Les cristaux sublimés ont cela de remarquable qu'ils colorent sur-le-champ *le sulfate de peroxide de fer en vert dragon.*

Si je n'exposais que les faits précédens sur le morin, on n'aurait qu'une idée imparfaite de l'intérêt de ce corps, non-seulement pour la teinture, mais encore pour la chimie générale. J'ai dit plus haut (pag. 150), que les bûches de bois jaune renferment souvent une matière pulvérulente jaune ou d'un blanc tirant sur la cou-

leur de chair; eh bien, l'examen comparatif de la matière jaune et de la matière d'un blanc tirant sur la couleur de chair, m'a appris les faits suivans :

La matière jaune est presque entièrement formée de morin, ainsi qu'on le reconnaît en la traitant par l'éther, et c'est même le moyen le plus simple de se procurer du morin aussi bien cristallisé que possible.

La matière d'un blanc rosé présente ce résultat remarquable, qu'en y appliquant l'éther, il reste une matière rouge qui lui donnait la nuance de couleur de chair, et l'on obtient une solution d'un jaune un peu plus verdâtre que ne l'est celle de la matière pulvérulente jaune. La solution éthérée de la matière d'un blanc rosé, évaporée, laisse des cristaux moins colorés que ne le sont ceux de morin, et si on a fractionné l'éther, les cristaux du second lavage sont moins jaunes que ceux du premier; il y a plus, en lavant les plus jaunes sur un filtre avec de l'eau, on les blanchit; cependant, jusqu'ici je n'ai pu en obtenir de parfaitement incolores. Pour éviter toute périphrase, je désignerai ce produit par le nom de *morin blanc*.

Le morin blanc a une saveur douceâtre, as-

tringente et amère, bien plus faible que le morin.

Il a moins d'action sur la colle de poisson.

Il devient d'un jaune plus foncé par les alcalis. La baryte ne le précipite pas.

Il précipite sur-le-champ l'acétate de cuivre en flocons jaunes; la solution de morin ne le précipite qu'à la longue.

Mais un caractère remarquable, c'est que sa solution devient d'un *rouge de grenat* par le sulfate de peroxide de fer, tandis que celle du morin devient verte.

L'acide sulfurique concentré fait passer sa solution au jaune roux, tandis qu'il fait passer la solution de morin au jaune brillant.

Enfin, ce qui est encore un fait digne d'être noté, c'est que le morin blanc se comporte à la distillation à peu près comme le morin, sauf que le produit cristallin est moins foncé, et qu'il a *toujours la propriété caractéristique du morin blanc*, de donner une couleur rouge de grenat avec le sulfate de peroxide de fer.

Enfin, voici des expériences qui prouvent les propriétés tinctoriales du morin, du morin qui est devenu rouge à l'air, et du morin blanc :

Si on met dans de l'eau saturée de chacune

de ces matières, à la température de 12 à 16°, de la laine et de la soie alunées, elles se coloreront assez rapidement. Le morin donnera un jaune un peu moins verdâtre que le morin blanc, et le morin rouge donnera une couleur orangée terne.

Enfin, la soie mordancée avec le sulfate de peroxide de fer, prendra dans le morin une couleur olive, dans le morin rouge une couleur brune plus foncée, et dans le morin blanc une couleur marron clair.

Il est remarquable que les cristaux obtenus de la distillation du morin et du morin blanc se comportent avec les étoffes précédentes de la même manière que les substances d'où elles proviennent. Ces matières colorantes sont donc volatiles.

La liqueur d'où le morin a été séparé a une couleur orangée brune. Elle est très-astringente au goût et à la colle de poisson. Elle contient non-seulement du morin, mais encore un *principe rouge* et un *principe brun*. Il est possible que le principe rouge provienne de l'altération du morin, et que le principe brun provienne

de l'altération du principe rouge ou de quelqu'autre. Y a-t-il, outre ces principes, un *tannin* dans la liqueur qui nous occupe? Mes expériences ne peuvent en démontrer l'existence pas plus que l'absence; mais ce qu'il y a de certain, c'est que s'il y en a un, le morin, le principe rouge et le principe brun se fixent sur la gélatine en même temps que lui.

Les expériences précédentes prouvent que la matière pulvérulente jaune ou blanchâtre des bûches de bois jaune, ont la propriété tinctoriale à un degré très-prononcé. Il reste à savoir si le composé astringent qui accompagne le morin dans l'infusion ou la décoction du bois jaune qui est dépourvu de matière pulvérulente, peut avoir de l'influence sur la fixation et la solidité du morin; c'est une question qui nous occupera dans la seconde partie du cours.

Une décoction faite avec 1 partie de bois jaune et 10 parties d'eau, bouillies un quart d'heure, est d'un orangé vif tant qu'elle est chaude; mais

peu à peu elle se trouble et dépose du morin pulvérulent. Si la décoction, filtrée après le refroidissement, est abandonnée quelques jours à elle-même, elle dépose de nouveau morin qui paraît cristallisé.

Cette décoction est inodore. Sa saveur est légèrement astringente et amère.

Elle précipite la colle de poisson assez fortement en flocons d'un jaune orangé.

Il est très-difficile de dire si elle rougit le papier de tournesol, par la raison qu'elle le colore fortement en jaune.

L'hydrochlorate de baryte la précipite en flocons jaunes peu solubles dans l'acide nitrique. Il très-difficile de dire s'ils sont mêlés de sulfate de baryte.

Le nitrate d'argent la précipite en flocons d'un jaune légèrement roux, peu solubles dans l'acide nitrique. Il est difficile de dire s'ils sont mêlés de chlorure d'argent.

L'oxalate d'ammoniaque n'y démontre pas la présence de la chaux.

Les eaux de potasse et d'ammoniaque la font passer au rouge orangé brun-verdâtre.

Les eaux de baryte, de strontiane, et même de chaux, se comportent d'une manière analo-

gue. Si la décoction est trouble, il est remarquable qu'elle s'éclaircisse.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain y fait un précipité jaune.

L'alun y fait un précipité jaune serin;

L'acétate de plomb, un précipité jaune orangé; et l'acétate de cuivre, un précipité d'un jaune brun.

Le sulfate de peroxide de fer la colore en brun olivâtre, et la précipite en flocons d'un noir olivâtre.

L'acide sulfurique concentré en précipite des flocons orangés, solubles dans un excès d'acide. La solution est rouge; elle précipite par l'eau.

L'acide sulfurique faible en affaiblit la couleur et la trouble légèrement.

L'acide nitrique à 34° y forme des flocons d'un roux léger, qui se foncent par un excès d'acide. Ils sont difficilement solubles dans l'acide nitrique.

L'acide oxalique en pâlit la couleur et la précipite légèrement.

L'acide acétique en pâlit la couleur, mais loin de la précipiter elle l'éclaircit si elle était trouble.

L'eau d'iode n'y produit rien de remarquable.

L'eau de chlore, qu'on y mêle à volume égal, la précipite légèrement et y développe une couleur rougeâtre qu'un excès de chlore fait disparaître.

La décoction de bois jaune, exposée sur le mercure au contact de l'oxigène, passe au rouge, tandis que celle qui n'a pas le contact de ce gaz conserve sa couleur jaune orangée.

USAGES.

Le bois jaune est principalement d'usage pour teindre la laine, non-seulement en jaune, mais encore en vert, en bronze et en diverses couleurs composées; dans ce cas il est employé conjointement avec d'autres matières colorantes. Les jaunes qu'il donne ont l'inconvénient de devenir roux à l'air, et mes observations en expliquent la cause.

CHAPITRE XV.

DU QUERCITRON.

On emploie en teinture l'écorce du quercitron (*quercus nigra*), après qu'on en a séparé l'épiderme brun qui la recouvre. Le *quercus nigra* appartient à la famille des amentacées, et est originaire de l'Amérique septentrionale.

Le quercitron est vendu aux teinturiers à l'état d'une matière pulvérulente, mêlée de parties fibreuses, d'une couleur fauve : sous cette forme il est susceptible d'être sophistiqué.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

La composition du quercitron a beaucoup d'analogie avec celle du bois jaune, sinon pour l'identité des principes immédiats, du moins relativement aux propriétés génériques de ces principes et à leur état de combinaison.

Lorsqu'on fait concentrer doucement une infusion ou décoction de quercitron, il se dépose une matière cristalline qui paraît nacrée quand on la voit en suspension dans la liqueur où elle s'est formée. Je la nomme *quercitrin*, parce

qu'elle est au quercitron ce que le *morin* est au *bois jaune.*

QUERCITRIN.

Le quercitrin est formé de petites lamelles ou écailles qui, vues à la loupe, ont l'aspect cristallin de l'or mussif; mais au lieu d'être d'un jaune d'or, elles sont d'un jaune pâle un peu gris.

Le quercitrin est légèrement acide, mais il n'est guère possible de constater cette propriété avec le papier de tournesol; il faut le papier de curcuma rougi par la chaux.

Le quercitrin est très-peu soluble dans l'éther.

Il l'est davantage dans l'alcool.

Il l'est un peu dans l'eau. Cette solution est d'un jaune pâle; elle paraît ne pas précipiter la colle de poisson.

Les eaux de potasse et d'ammoniaque la font passer au jaune vert plutôt qu'au jaune orangé.

L'eau de baryte en précipite peu à peu des flocons d'un jaune roux.

L'eau d'alun y développe graduellement une belle couleur jaune; après 3 heures il n'y a pas encore de précipité.

L'acétate de plomb, l'hydrochlorate de pro-

toxide d'étain, l'acétate de cuivre, la précipitent en flocons jaunes.

Le sulfate de peroxide de fer la fait passer au vert olive brun. Il se produit un précipité qui n'est bien séparé qu'au bout de plusieurs heures.

L'acide nitrique à 34° en fait passer la couleur à un orangé rouge.

L'acide sulfurique dissout le quercitrin; la solution est d'un jaune orangé verdâtre; elle se trouble par l'eau.

L'eau de quercitrin donne à la laine et à la soie alunées une couleur jaune un peu plus pâle et plus verdâtre que ne leur donne le morin. Elle teint la soie mordancée de fer en gris olive moins foncé que celui qu'on obtient avec le morin.

Le quercitrin m'a paru donner du principe rouge sous l'influence de l'oxigène.

Chauffé dans une cornue large, il exhale de l'humidité, se fond, brunit, dégage une vapeur jaune, une huile presque incolore, une huile brune et des gaz. Il reste un charbon léger.

Le produit liquide de la distillation ne tarde point à cristalliser comme celui qui provient du morin, et les cristaux jaunes qu'il donne sont solubles dans l'alcool, l'éther et l'eau aux-

quels ils communiquent leur couleur : leur solution aqueuse agit sur la laine et la soie alunées, et sur la soie mordancée de peroxide de fer, comme celle du quercitrin lui-même. C'est donc une analogie de plus qu'a le quercitrin avec les morins.

Je reprends l'examen de la décoction de quercitron dont on a séparé le quercitrin. L'on y ajoute de l'eau, on en sépare des *flocons roux*, et on obtient une liqueur orangée brune dont on peut encore séparer du quercitrin. Enfin, il reste une matière très-astringente au goût, qui retient certainement encore une quantité notable de *quercitrin*, avec un *principe rouge* et un *principe brun*, et peut-être un *tannin*. Le quercitrin, les deux principes colorans, sont précipités par la colle de poisson, ainsi que le tannin, en supposant qu'il y en ait. Le principe brun et très-probablement le rouge proviennent, en partie du moins, de l'altération des principes contenus dans la décoction du quercitron.

Les flocons roux, séparés par l'eau de la décoction du quercitron, lavés à l'eau, puis traités par l'éther et même par l'alcool concentré, peuvent leur céder du quercitrin. Il reste alors une *matière brune*.

La matière brune est presque entièrement dissoute par l'eau, sauf un léger résidu noir. La solution dépose par la concentration un sédiment noir, et finit par se réduire en un extrait qui se sèche en pellicules d'un rouge brun si foncé qu'elles semblent noires.

Une décoction faite avec 1 partie de quercitron et 10 parties d'eau, bouillies un quart d'heure, est d'un rouge orangé brun; elle ne se trouble pas par le refroidissement, mais elle dépose, après plusieurs jours, du quercitron cristallisé.

Elle a l'odeur de l'écorce de chêne; sa saveur est amère et très-astringente.

Elle précipite la colle de poisson en flocons rougeâtres.

Elle est légèrement acide au papier de tournesol.

L'hydrochlorate de baryte y fait un précipité floconneux roux, peu soluble dans l'acide nitrique : il est difficile de dire s'il est mêlé de sulfate de baryte.

Le nitrate d'argent y fait un précipité rougeâtre, peu soluble dans l'acide nitrique.

L'oxalate d'ammoniaque y dénote une trace de chaux.

Les eaux de potasse et d'ammoniaque en foncent la couleur.

Les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, agissent de même, et en précipitent des flocons abondans d'un jaune roux. Ce dernier phénomène la distingue de la décoction du bois jaune.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain acide y fait un précipité roux.

L'alun ne la trouble que légèrement, ce qui la distingue de la décoction de bois jaune. Au bout de quelques heures il ne se forme qu'un très-faible précipité.

L'acétate de plomb la précipite en flocons épais d'un jaune roux.

L'acétate de deutoxide de cuivre la précipite en flocons fins, d'un jaune foncé tirant sur le verdâtre.

Le sulfate de peroxide de fer la colore en un vert qui, suivant la proportion des deux liquides, peut être très-vif. On obtient ensuite des flocons qui, lavés et recueillis sur un filtre, sont d'un brun olive.

L'acide sulfurique concentré en précipite des

flocons roux qui sont solubles dans un excès d'acide.

L'acide sulfurique étendu en affaiblit la couleur et en précipite des flocons.

L'acide nitrique à 34° y forme des flocons d'un jaune roux solubles dans un excès d'acide. La solution est d'un beau rouge brun.

L'acide oxalique en pâlit la couleur et y fait un léger précipité.

L'acide acétique en pâlit la couleur ; mais si la liqueur était trouble, il l'éclaircit.

L'iode ne produit rien de remarquable.

Un volume de chlore égal au sien y produit des flocons roux abondans. Un excès de chlore fait disparaître la couleur rougeâtre de la liqueur.

Une décoction faite avec 1 partie de quercitron et 5 parties d'eau bouillies un quart d'heure, se trouble, dépose du quercitrin; à la longue elle se colore fortement en brun rouge, et finit par se prendre en une matière qui rappelle le caillot du sang.

USAGES.

Le quercitron peut servir à teindre en jaune la laine, la soie et le ligneux, cependant il n'est

guère employé que pour la teinture des toiles. Sa couleur se conserve moins long-temps que celle de la gaude sans passer au roux.

CHAPITRE XVI.

DU FUSTET.

Le fustet (*rhus cotinus*) est un arbrisseau de la famille des térébinthacées. On le cultive en Provence.

Le fustet à l'usage de la teinture doit être sec, d'un beau jaune, dépouillé de son écorce.

On le trouve dans le commerce réduit en petits morceaux.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

Le fustet cède à l'eau une matière colorante douée des propriétés suivantes :

Elle me paraît susceptible de cristalliser.

Lorsqu'elle a été obtenue à l'état sec, par une évaporation ménagée d'une solution aqueuse, elle est sous la forme d'un vernis brillant, de couleur jaune légèrement orangé tirant sur le verdâtre.

Sa saveur est astringente.

Elle est soluble dans l'éther, l'alcool et l'eau, auxquels elle communique une couleur d'un jaune verdâtre.

Sa solution aqueuse précipite la colle de poisson.

Un caractère propre à la distinguer de la lutéoline, du morin, du quercitrin, en supposant qu'il n'appartenait pas à un principe rouge que la matière que je décris retenait, c'est la propriété qu'elle a de former sur-le-champ, avec l'eau de potasse, un composé d'un beau pourpre; mais cette couleur se détruit rapidement sous l'influence de l'oxigène atmosphérique, en présentant toutes les couleurs qui doivent résulter du mélange du rouge avec la couleur jaune rousse, car c'est, en définitive, la teinte à laquelle se fixe le composé altéré.

L'eau de baryte produit les mêmes effets. Il ne se fait pas de précipité.

L'ammoniaque se comporte d'une manière analogue, sinon que le rouge est moins pourpre.

L'alun en rehausse peu à peu la couleur.

L'hydrochlorate acide de protoxide d'étain agit de même.

L'acétate de plomb et l'acétate de cuivre la précipitent en flocons rouges.

Le sulfate de peroxide de fer la fait passer au vert olive clair, et la précipite en flocons bruns.

L'acide sulfurique concentré, versé dans sa solution aqueuse, en rehausse la couleur.

L'acide sulfurique concentré, trituré avec sa matière colorante sèche, la dissout en se colorant en rouge orangé brun.

La laine alunée prend, dans la solution de cette matière colorante, une belle couleur orangée légèrement verdâtre.

La matière précédente est accompagnée, dans la décoction de fustet, d'une matière rouge, et d'une matière brune qui provient peut-être de l'altération de ces corps.

Une décoction faite avec 1 partie de fustet et 10 parties d'eau bouillies un quart d'heure, est d'un jaune orangé légèrement brun; elle se trouble un peu après le refroidissement.

Elle a une très-légère odeur qui rappelle celle du chêne.

Sa saveur est douceâtre, et légèrement amère et astringente.

Elle précipite la colle en flocons roux.

Il est difficile de dire si elle rougit le papier

de tournesol, à cause de la couleur jaune qu'elle lui donne ; cependant je crois qu'elle est acide.

L'hydrochlorate de baryte en précipite des flocons roux verdâtres, peu solubles dans l'acide nitrique ; c'est ce qui rend difficile de dire s'ils sont mêlés de sulfate.

Le nitrate d'argent y fait un précipité d'un roux brun, peu soluble dans l'acide nitrique.

L'oxalate d'ammoniaque y indique la chaux.

L'eau de potasse la fait passer à *un très-beau rouge*, sans qu'il se précipite de flocons. Cet effet est des plus remarquables.

L'ammoniaque produit un effet analogue, mais la couleur tire plus sur le jaune.

Les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, la font pareillement passer au rouge, mais il y a en outre un précipité.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain la précipite en flocons d'un orangé rougeâtre.

L'alun en affaiblit la couleur et la précipite légèrement.

L'acétate de plomb la précipite en flocons rouges orangés, et l'acétate de cuivre en flocons d'un rouge marron.

Le sulfate de peroxide de fer la fait passer au vert olive et en précipite des flocons bruns.

L'acide sulfurique concentré, sans en changer beaucoup la couleur, la trouble légèrement, et au bout d'une demi-heure il se dépose quelques flocons roux.

L'acide sulfurique faible la trouble légèrement; la couleur passe au jaune verdâtre.

L'acide nitrique à 34° la trouble; la couleur passe au jaune verdâtre. Un excès d'acide l'éclaircit; la couleur passe au jaune roux.

L'acide oxalique en affaiblit la couleur et la trouble légèrement.

L'acide acétique se comporte d'une manière analogue, mais les effets sont moins prononcés.

L'eau d'iode ne produit rien de remarquable.

Un volume d'eau de chlore égal au sien y fait un précipité et décolore en partie la liqueur.

USAGES.

Le bois de fustet est employé en teinture à cause de sa belle couleur jaune orangée; mais il l'est rarement seul; presque toujours on en fait usage avec d'autres matières colorantes. Par exemple, le fustet et la cochenille donnent des écarlates jaunes, des aurores, des capucines, des orangés, qui ont beaucoup de feu, mais qui passent au rose par le contact de la lumière.

CHAPITRE XVII.

DE LA GRAINE D'AVIGNON.

La graine d'Avignon est le fruit du *rhamnus infectorius*, plante de la famille des rhamnées.

On récolte la graine d'Avignon, non-seulement dans le comtat Venaissin, mais encore dans le Dauphiné, la Provence, le Languedoc; on la cueille avant sa maturité, c'est pour cela qu'elle a une teinte verdâtre.

On distingue dans le commerce, sous le nom de *graine de Perse*, une variété de graine d'Avignon qui est plus grosse que la graine ordinaire.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

La graine d'Avignon cède à l'eau entre autres corps :

1° Un principe colorant jaune. Il est uni à une matière insoluble dans l'éther, peu soluble dans l'alcool concentré, et très-soluble dans l'eau. Il m'a paru volatil;

2° Une matière remarquable par l'intensité de son amertume, et qui est soluble dans l'eau et l'alcool;

3° Un principe rouge qui n'est qu'en petite quantité, et qui tend à se décomposer en matière brune sous l'influence de l'air. Il se trouve principalement dans le résidu de l'ex-

trait aqueux de la graine d'Avignon, insoluble dans l'éther et l'alcool.

Une décoction faite avec 1 p. de graines d'Avignon et 10 p. d'eau bouillies un quart d'heure, est d'un jaune brun tirant un peu au verdâtre. Elle ne se trouble pas par le refroidissement.

Elle est odorante; sa saveur est excessivement amère.

Elle trouble légèrement la colle de poisson; il ne se dépose des flocons qu'au bout d'un quart d'heure.

Il est difficile de dire si elle rougit le papier de tournesol, parce qu'elle le colore en jaune; cependant je crois qu'elle est acide.

L'hydrochlorate de baryte ne la trouble pas sensiblement.

Le nitrate d'argent y fait un léger précipité roux, soluble en entier dans l'acide nitrique.

L'oxalate d'ammoniaque y indique une quantité notable de chaux.

Les eaux de potasse et d'ammoniaque la font passer à l'orangé verdâtre sans la précipiter.

Les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, la font passer à l'orangé verdâtre et en précipitent quelques flocons.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain acide la fait passer au jaune verdâtre sans la troubler beaucoup.

L'alun en affaiblit la couleur sans la précipiter sensiblement.

L'acétate de plomb ne la trouble qu'au bout d'une demi-heure.

L'acétate de cuivre n'y fait qu'un léger précipité d'un jaune roux verdâtre.

Le sulfate de peroxide de fer la fait passer au jaune vert olive sans la troubler sensiblement, même après un quart d'heure.

L'acide sulfurique concentré en affaiblit la couleur sans y produire de trouble, même après une demi-heure.

L'acide sulfurique faible la trouble plutôt qu'il ne l'éclaircit; la couleur est un roux tirant sur le verdâtre.

L'acide nitrique à 34° en affaiblit la couleur sans la troubler; un excès développe *une belle couleur rouge brune.*

L'acide oxalique en affaiblit la couleur et en précipite de l'oxalate de chaux.

L'acide acétique en affaiblit la couleur et ne la trouble que très-légèrement.

L'eau d'iode ne produit aucun effet.

L'eau de chlore en fonce d'abord la couleur en rougeâtre ; une plus grande quantité la fait passer au jaune.

USAGES.

La graine d'Avignon, quoique donnant une couleur qui n'est pas solide, est employée dans la fabrication des toiles peintes, dans la préparation du *stil de grain,* et dans celle de diverses laques destinées aux papiers peints.

CHAPITRE XVIII.

DU CURCUMA.

Le *curcuma* (*terra merita*) (*safran de l'Inde*) est la racine d'une plante qui croît aux Indes orientales et qu'on appelle *souchet des Indes*, *souchet du Malabar*. C'est le *curcuma longa* de la famille des amomées.

La racine récoltée doit être nettoyée de terre et bien séchée, pour qu'elle ne se moisisse pas. Elle doit être grosse, pesante, nouvelle, difficile à casser ; présenter dans l'intérieur un aspect

résineux, et n'être ni vermoulue, ni pulvérulente.

Les teinturiers l'achètent après qu'elle a été réduite en poudre fine ; celle-ci est remarquable par une odeur très-forte.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

La racine de *curcuma*, suivant MM. Vogel et Pelletier, est formée

1° D'une matière ligneuse ;

2° D'une fécule amylacée ;

3° D'une matière colorante jaune particulière, que je nommerai *curcumine ;*

4° D'une matière colorante brune, analogue à celle qu'on retire de plusieurs extraits ;

5° D'une petite quantité de gomme ;

6° D'une huile volatile odorante et très-âcre ;

7° D'une petite quantité d'hydrochlorate de chaux.

DE LA CURCUMINE.

I. COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.

Elle est formée

D'oxigène, de carbone et d'hydrogène,

dans des proportions qui n'ont point été déterminées.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Elle est solide, plus dense que l'eau, d'un brun rougeâtre quand elle est en masse, et jaune quand elle est divisée.

Au-dessus de 40° elle est liquide, et alors elle surnage sur l'eau. Si elle est fondue pour la première fois et exposée long-temps à l'air, elle perd de l'huile volatile.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où la curcumine n'est pas altérée.*

Elle est légèrement déliquescente dans un air humide, parce qu'elle retient toujours un peu d'hydrochlorate de chaux, suivant MM. Vogel et Pelletier.

Elle est peu soluble dans l'eau même bouillante. La solution est jaune.

L'alcool et l'éther la dissolvent très-bien. Les solutions concentrées sont d'un rouge orangé brun ; les solutions étendues sont jaunes.

Elle est soluble dans les huiles fixes et volatiles et les graisses fondues.

Sa solution alcoolique, versée dans une solution de gélatine, donne un précipité de gélatine et de curcumine auquel l'alcool bouillant n'enlève que très-peu de matière.

La potasse, la soude, la baryte, la strontiane, font passer la curcumine au rouge brun, et de là l'usage du curcuma pour reconnaître la présence des alcalis. La potasse et la soude la dissolvent en grande quantité.

Beaucoup d'oxides métalliques forment avec elle des composés dont les couleurs varient du jaune rougeâtre au brun rougeâtre. Citons des exemples : La solution alcoolique de curcumine précipite les chlorures d'étain en rougeâtre ; l'acétate de plomb, en rouge marron ; les nitrates d'argent et de mercure, en jaune rougeâtre. Elle ne précipite pas l'hydrochlorate ni le sulfate de fer, mais elle passe au brun foncé par leur contact.

Le carbonate de potasse ne change pas la couleur de la curcumine.

L'acide sulfurique concentré la dissout ; la solution est d'un rouge cramoisi. L'eau en sépare le principe colorant en flocons jaunes.

L'acide sulfurique étendu de 4 parties d'eau est sans action sur elle.

Les acides hydrochlorique, phosphorique, concentrés et étendus, se comportent comme l'acide sulfurique.

Il en est de même de l'acide nitrique, s'il n'est pas employé en excès.

La solution d'acide borique ne change pas la couleur de la curcumine dissoute dans l'alcool; mais si on fait évaporer les deux liqueurs ensemble, il se dépose un composé rouge cramoisi, qui a été décrit par Tromsdorf.

Les changemens de couleur que les acides précédens font éprouver à la curcumine, suivant qu'ils sont concentrés ou étendus, ont paru extraordinaires aux chimistes qui les ont observés pour la première fois. Cependant ils sont analogues aux phénomènes que les mêmes agens présentent avec plusieurs principes colorans, l'hématine par exemple, suivant qu'ils jouissent de leur énergie, ou que celle-ci est affaiblie par leur combinaison avec l'eau.

L'acide acétique dissout la curcumine sans en changer la couleur.

Les acides phosphoreux, sulfureux, carbonique, hydrosulfurique, et presque tous les acides ternaires d'origine végétale, ne lui font éprouver aucune action.

B. *Cas où elle est altérée.*

La curcumine distillée donne une huile brune,

de l'eau, de l'acide acétique, de l'hydrogène carboné, de l'acide carbonique et du charbon.

L'acide nitrique concentré et chaud la décompose.

IV. PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES.

Elle a un goût âcre et poivré.

V. PRÉPARATION.

On traite le curcuma par l'alcool bouillant. La solution filtrée contient la curcumine, et la matière colorante brune. On la fait évaporer à sec. Le résidu est traité par l'éther, qui dissout la curcumine à l'exclusion de la matière brune. L'éther évaporé laisse la curcumine mêlée d'un peu d'huile volatile et d'hydrochlorate de chaux.

PROPRIÉTÉS DU CURCUMA.

L'eau froide, appliquée au curcuma, dissout un peu des deux matières colorantes, de la gomme, de l'huile volatile, et de l'hydrochlorate de chaux.

L'eau bouillante dissout ces corps en plus grande quantité, et en outre de l'amidon.

20 parties d'eau distillées sur 3 parties de cur-

cuma donnent un produit aqueux, qui est recouvert d'une couche d'huile jaune douée de l'odeur de la matière d'où elle provient.

USAGES.

Le curcuma est surtout employé pour la teinture en écarlate, pour les verts sur laine faits à la composition, surtout dans les cas où la laine est mélangée.

Autrefois les fabricans de boutons de bois recouverts de fil d'argent doré, en faisaient usage pour teindre leurs moules.

Les Indiens s'en servent pour colorer le riz.

Le papier de curcuma est employé pour reconnaître la présence des alcalis.

CHAPITRE XIX.

DU ROCOU.

Le rocou ou roucou est une préparation que l'on fait avec la graine du *bixa orellana*, espèce de plante de la famille des tiliacées, originaire de l'Amérique, que l'on cultive aujourd'hui à la

Guyane, à Saint-Domingue et aux Indes orientales.

PRÉPARATION.

Les graines du rocouyer sont renfermées dans une capsule hérissée d'aiguillons mous; une matière colorante orangée les recouvre; pour l'en détacher, voici les opérations que l'on pratique à la Guyane française, telles que Leblond les a décrites :

On opère dans quatre canots ou troncs d'arbres creusés en forme de cuve, qui portent les noms de *pile*, de *trempoire*, de *décharge*, de *canot à* CALER *le rocou*.

Les graines, séparées de la capsule qui les renfermait, sont broyées dans la pile, puis on les porte dans la *trempoire*, où elles sont recouvertes d'eau. On les y laisse plusieurs semaines. Après ce temps, on exprime la partie solide dans des tamis placés au-dessus de la trempoire; la couleur qui est en suspension dans l'eau s'écoule avec elle et s'en précipite par le repos.

Quant au résidu resté sur le tamis, on le conserve dans la *décharge* sous des feuilles de bananier, jusqu'à ce qu'il s'échauffe en fermentant; alors on le broie dans la *pile*, et on le soumet au lavage dans la *trempoire*. Ces opérations se

répètent jusqu'à ce qu'il ne contienne plus de matière colorante.

La matière colorante ainsi obtenue doit être délayée dans l'eau, puis filtrée dans des tamis qui retiennent les débris les plus grossiers des graines, et qui sont placés sur le bord du *canot à* CALER.

Lorsque la matière colorante est déposée, ce qui demande ordinairement 15 jours, on tire la liqueur surnageante, on réduit le dépôt en consistance de pâte dans des chaudières placées sur des fourneaux, on le laisse refroidir, et on le met dans des caisses, en couches de 7 à 8 pouces d'épaisseur, qu'on expose à l'air, mais à l'abri du soleil, jusqu'à ce qu'il soit convenablement séché.

Leblond a proposé de laver les graines jusqu'à ce qu'elles fussent entièrement dépouillées de matière colorante, de passer l'eau dans des tamis, de hâter, au moyen du vinaigre ou du jus de citron, le dépôt de cette matière, qui est simplement tenue en suspension; enfin de faire chauffer le précipité, ou bien de le faire égoutter dans des sacs, comme nous avons vu que cela se pratique pour l'indigo, *page* 11 de cette leçon.

Vauquelin a répété cette dernière manière d'opérer sur des graines de rocouyer que Leblond lui avait données, et il a obtenu une matière qui produisait en teinture un effet quadruple de celui produit par le rocou ordinaire.

M. Saintyves, qui est actuellement aux Indes orientales, m'a fait passer un rocou, préparé probablement par un procédé analogue à celui de Leblond, qui donne d'excellens résultats. Il est à désirer qu'il mette dans le commerce assez de son produit pour satisfaire aux besoins de nos teinturiers.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

D'après mes expériences, il existe deux principes colorans dans le rocou, un de couleur jaune, l'autre de couleur rouge à l'état sec. Le rocou le mieux préparé contient proportionnellement plus de principe jaune que le rocou ordinaire.

Le premier est soluble dans l'eau, l'alcool, et faiblement dans l'éther. Il se fixe bien sur la soie et la laine alunées qu'il colore en jaune.

Le principe rouge est extrêmement peu soluble dans l'eau; il est soluble dans l'alcool et l'éther, qu'il colore en rouge orangé.

Il est soluble dans l'eau de potasse; la solution est d'un rouge orangé foncé.

Il est surtout distingué des principes jaunes et rouges précédemment décrits, par une propriété qui a été observée, je crois, pour la première fois, par M. Boussingault; c'est celle de devenir d'un très-beau bleu d'indigo quand on verse dessus de l'acide sulfurique concentré; mais cette couleur n'est pas permanente, du moins quand elle a le contact de l'air; elle passe au vert, puis au brun violet. Suivant MM. Vogel et Bouillon-Lagrange, la matière colorante du safran jouit de cette propriété, et suivant moi, un des principes colorans de la bile en possède une analogue.

Voici le résultat de plusieurs expériences sur le rocou du commerce, et sur un échantillon de rocou préparé par M. Saintyves :

100 parties de rocou en pâte, séchées à 100°, ont perdu 68 p. d'eau. C'est dans cet état qu'il a été comparé à celui de M. Saintyves, également séché.

Ils ont été réduits en cendres dans une petite capsule de platine.

		Rocou du commerce.	Rocou de Saintyves
Matière organique détruite		89,5	93
Cendres	silice et sable, alumine, oxide de fer, chaux, magnésie	10,5	7
		100,0	100

Le rocou du commerce donne une poudre d'un rouge de brique, tandis que celui de M. Saintyves en donne une d'un rouge orangé brillant.

USAGES.

Le rocou est principalement d'usage dans la teinture en soie pour les couleurs qui résultent en général du mélange du rouge et du jaune, telles que les aurores, les oranges. Il est quelquefois employé dans la teinture du ligneux, et il ne l'est pour ainsi dire jamais dans celle de la laine.

CHAPITRE XX.

DE LA NOIX DE GALLE.

Le mot *galle* est générique; il s'applique à des excroissances très-variables de formes, de cou-

leur, qui se développent sur les parties d'un grand nombre de plantes, à la suite des piqûres que des insectes y ont faites pour y déposer leurs œufs, ou à la suite du séjour d'insectes qui s'y sont introduits à l'état de larves. Il est remarquable que là où le végétal a été piqué, là où il se trouve une larve, les sucs séveux y affluent en plus grande quantité qu'ailleurs.

La *noix de galle* est une de ces excroissances; elle se développe sur une espèce de chêne qui croît dans le Levant, à la suite de la piqûre d'une espèce de cynips (*diplolepis gallæ tinctoriæ*), insecte de l'ordre des hyménoptères. La femelle, après y avoir pratiqué des trous au moyen d'une tarière dont son abdomen est muni, y dépose ses œufs; ceux-ci y éclosent. Les larves qui en proviennent se nourrissent aux dépens de la substance du végétal, elles s'y changent en insecte parfait, et c'est alors qu'elles percent leur enveloppe pour vivre dans l'air.

Les noix de galle, qui seraient mieux nommées *noix-galles* suivant Réaumur, nous viennent principalement du Levant, et surtout de Smyrne et d'Alep. Elle sont sphériques, mais elles varient:

1º *Par la grosseur:* les plus petites sont comme

des pois chiches; les plus grosses, comme de petites noix;

2° *Par la densité :* il en est de pesantes, il en est de légères : celles-ci doivent leur légèreté à ce que l'insecte, qui s'est développé dans l'intérieur, y a subi toutes ses métamorphoses, de sorte qu'après s'y être nourri aux dépens de la galle, il en est sorti. On conçoit d'après cela que la galle étant creuse dans l'intérieur, n'a plus le même poids, à volume égal, que la galle qui est pleine.

3° *Par la couleur:* il en est d'un brun noirâtre ou verdâtre, qu'on appelle *noix de galle noire;* il en est d'un jaune grisâtre pâle, qu'on appelle *noix de galle blanche;*

4° *Par l'état de leur surface*, qui est lisse, rugueuse ou hérissée d'aspérités.

On distingue dans le commerce, 1° sous le nom de *noix de galle noire, noix de galle verte* ou *noix de galle vraie,* celle qui ayant été récoltée avant le développement de l'insecte, est compacte à l'intérieur, et conséquemment pesante;

2° Sous le nom de *noix de galle blanche* ou *noix de galle fausse*, celle qui a été cueillie après la sortie de l'insecte.

Il est inutile de faire remarquer que la première est plus estimée que la seconde; d'après cela il est évident que la bonne noix de galle doit être d'une couleur foncée, pesante et exempte de piqûre à l'extérieur.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

La noix de galle est composée principalement de trois substances :

1° D'acide gallique,
2° D'un principe colorant jaune,
3° D'un principe qu'on a appelé *tannin*.

§ I.

ACIDE GALLIQUE.

Nous avons parlé de l'acide gallique (TOM. II, *leçon* 20, *pag.* 44). Nous n'y reviendrons pas; mais d'après les propriétés que nous lui avons reconnues, relativement aux oxides de fer, on voit comment la noix de galle est utile à l'art de la teinture.

§ II.

PRINCIPE JAUNE.

Dans le dépôt d'un gris jaunâtre ou verdâtre, qui se sépare de l'infusion ou de la décoction

de noix de galle, soit par un simple refroidissement, soit par l'altération qu'elle éprouve lorsqu'on veut en extraire l'acide gallique par le procédé décrit précédemment (TOM. II, *leçon* 20, *pag.* 50), je découvris, en 1813, une matière que je décrivis dans le dernier volume du dictionnaire de chimie de l'Encyclopédie méthodique, qui parut en 1815 : je ne lui donnai pas de nom particulier, parce que je ne crus pas l'avoir obtenue à l'état de pureté. M. Braconnot, en 1818, l'examina et la nomma *acide ellagique*.

La *matière d'un gris jaunâtre ou verdâtre*, qui se sépare d'une infusion de noix de galle, est composée *d'un principe jaune, d'acide gallique, d'un principe rouge, d'une matière azotée* et en outre *de chaux et d'oxide de fer*.

Lorsqu'on traite cette matière par l'alcool, dans le digesteur distillatoire, on fait 1° des combinaisons indéfinies avec excès de principe jaune et de principe rouge, et d'acide gallique, qui sont dissoutes, cristallisables, et 2° des combinaisons avec excès de matière azotée qui sont insolubles ou moins solubles que les premières.

Cette matière, soumise à la distillation, donne un sublimé cristallisé en aiguilles jaunes bril-

lantes, qui est très-probablement le principe colorant jaune de la noix de galle.

Ce sublimé est acide, soluble dans l'alcool, et un peu dans l'eau.

Il s'unit bien aux bases salifiables.

§ III.

TANNIN.

Sous le nom de *tannin,* on a beaucoup parlé d'une matière qui se trouve dans la noix de galle, et qu'on a caractérisée surtout par la propriété de précipiter la gélatine; mais ayant démontré que l'acide gallique, en s'unissant à certaines substances, acquiert cette propriété; qu'un grand nombre de corps très-différens par leur composition et leur nature la possèdent, je fis voir qu'il ne résultait pas de ce que l'infusion de noix de galle précipite la gélatine, qu'elle dût contenir nécessairement un principe particulier doué de cette propriété; et ce qui justifiait encore cette conclusion, c'était la nature même des procédés que l'on prescrivait pour l'obtenir à l'état de pureté.

Depuis mes observations, M. Berzelius a retiré de la noix de galle une substance qu'il re-

garde comme le tannin pur. Il la prépare de la manière suivante :

PRÉPARATION.

Il fait une infusion de noix de galle; il la filtre très-chaude dans une toile, et y ajoute une très-petite quantité d'acide sulfurique : un précipité formé de la matière qui troublait l'infusion filtrée, et en outre d'un peu de tannin, et de tannin altéré ou extractif, se produit.

Il filtre la liqueur et y ajoute de l'acide sulfurique étendu de $\frac{1}{2}$ partie d'eau ; il agite, et dès que le précipité change d'aspect, il décante la liqueur de dessus, et la mêle à de l'acide sulfurique concentré, de manière à la précipiter complètement. Le précipité est *du sulfate de tannin légèrement jaune*; il le lave sur un filtre avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique; il le presse entre des papiers non collés, le dissout dans l'eau; il y ajoute du sous-carbonate de plomb afin de lui enlever l'acide sulfurique : dès qu'il y est parvenu, la couleur du liquide devient jaune. Il filtre la liqueur et l'évapore à sec dans le vide. Le résidu est formé de tannin pur et de tannin altéré. En y appliquant l'éther chaud à 30°, le premier est dissous à l'exclusion du second. Il

ne s'agit plus que d'évaporer l'éther pour avoir le tannin.

On peut encore se le procurer en le précipitant au moyen d'une solution concentrée de sous-carbonate de potasse, lavant le précipité avec de l'eau à zéro, le traitant par l'acide acétique et filtrant, précipitant le tannin par l'acétate de plomb, lavant le tannate de plomb, qu'on décompose ensuite par l'acide hydrosulfurique; enfin, évaporant la liqueur dans le vide séché par la potasse, et traitant le résidu par l'éther qui ne dissout que le tannin.

PROPRIÉTÉS.

Il est incolore et susceptible d'être pulvérisé.

Il n'est point déliquescent.

Il est très-soluble dans l'eau.

Le tannin s'unit aux acides, et quand ceux-ci ne sont pas en excès, les composés ont une saveur purement astringente et nullement aigre. Ces composés sont très-solubles dans l'eau; ils n'en sont précipités que par un grand excès d'acide.

Le tannin se comporte avec les bases à la manière d'un acide.

Les tannates de potasse et d'ammoniaque

neutres sont peu solubles dans l'eau froide; ils le sont davantage dans l'eau chaude.

Le tannate de soude est plus soluble que celui de potasse.

Le tannin, soumis à la distillation, donne 1° une huile jaune; 2° un liquide aqueux, qui dépose des cristaux qu'on ne peut confondre avec l'acide gallique; 3° des gaz; 4° du charbon.

REMARQUE.

Si l'on donne le nom de matière astringente à tout ce que l'infusion de noix de galle abandonne à la gélatine, lorsqu'elle la précipite, il faudra nécessairement considérer l'acide gallique, le principe jaune et le tannin, comme constituant cette matière astringente. Car en traitant dans le digesteur distillatoire le précipité dont je parle, par l'eau et par l'alcool, j'en ai retiré de l'acide gallique et du principe jaune, et j'ai fait observer que ce précipité devait être considéré comme une *matière azotée teinte instantanément au moyen d'un mordant acide et de principes colorans.*

Une décoction faite avec 1 partie de noix de galle noire et 10 parties d'eau, bouillies pendant un quart d'heure, est d'un jaune roux. Elle se trouble par le refroidissement, et dépose un sédiment d'un gris jaunâtre ou verdâtre. Elle exhale l'odeur de la noix de galle, et sa saveur est astringente et légèrement amère.

La colle de poisson y fait un précipité épais, d'un blanc grisâtre.

Elle rougit fortement le papier de tournesol.

Elle précipite l'hydrochlorate de baryte en flocons d'un roux léger, solubles dans l'acide nitrique. Je n'oserais assurer qu'il n'y ait pas une trace de sulfate.

Elle précipite le nitrate d'argent en flocons d'un roux léger, entièrement solubles dans l'acide nitrique : elle est donc dépourvue de chlore ou de chlorure.

L'oxalate d'ammoniaque y dénote un peu de chaux.

Un peu de potasse y fait un précipité blanchâtre de tannate de potasse; un excès d'alcali dissout le précipité, et le gallate alcalin qui s'est produit passe au vert ou au rougeâtre.

Les eaux de baryte, de strontiane, de chaux, y font des précipités blancs, formés de tannate

et de gallate, qui passent au bleu ou au vert s'il y a peu d'alcali, et au rouge s'il en a un excès.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain y fait un précipité jaune isabelle.

L'alun y fait un précipité gris jaunâtre.

L'acétate de plomb y fait un précipité épais, d'un blanc jaunâtre.

L'acétate de cuivre y fait un précipité de couleur chocolat.

Le sulfate de peroxide de fer y fait un précipité bleu; la liqueur surnageante est de la même couleur.

L'acide sulfurique concentré en précipite du tannin, qui, tant qu'il est divisé, est d'un gris léger jaunâtre; mais quand ses parties se sont rapprochées, il tire sur le roux, et ressemble alors à une résine.

L'acide sulfurique faible y fait un précipité de tannin moins abondant, de couleur gris jaune isabelle.

L'acide nitrique à $3/_{10}$ y fait un précipité jaunâtre, qu'un excès d'acide redissout en se colorant en rouge brun.

L'acide oxalique la trouble; mais au bout d'une demi-heure il n'y a pas encore de précipité.

L'acide acétique en affaiblit la couleur, et paraît éclaircir la liqueur plutôt que la troubler.

L'eau d'iode la rend rose, mais cet effet ne dure qu'un instant.

L'eau de chlore y développe une couleur rougeâtre, qui passe au jaune si on met un grand excès de chlore. La liqueur se trouble.

USAGES.

La noix de galle est employée dans la teinture en noir, en gris ; elle sert à préparer le coton à prendre la couleur rouge de la garance dans la teinture en rouge d'Andrinople, etc.

CHAPITRE XXI.

DU SUMAC.

Le sumac (*rhus coriaria*) est un arbrisseau du même genre que le fustet.

Il croît en Syrie, en Espagne, en Portugal, dans la France méridionale. On le cultive dans ces trois dernières contrées pour les besoins de la teinture et la préparation des peaux tannées.

Chaque année on coupe les tiges de sumac jusqu'à la racine, on les sèche à l'air, et on les réduit en une poudre grossière, au moyen d'une meule.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

Le sumac cède à l'eau, entre autres corps :

1° De l'acide gallique;

2° Du tannin qui me paraît identique à celui de la noix de galle;

3° Une matière colorante jaune verdâtre, dont une partie me paraît provenir de la chlorophylle.

L'acide gallique et le tannin sont l'un à l'autre dans une proportion peu différente de celle où ils se trouvent dans la noix de galle; mais un poids donné de celle-ci contient une quantité bien plus forte de ces deux corps, et une quantité moindre d'une matière non astringente soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

Une décoction faite avec 1 partie de sumac et 10 parties d'eau, bouillies un quart d'heure, est d'un jaune légèrement verdâtre; elle se trouble beaucoup par le refroidissement.

Elle a une odeur assez forte, et une saveur astringente très-prononcée.

Elle précipite la colle de poisson en gros flocons gélatineux blancs.

Elle rougit assez fortement le tournesol.

L'hydrochlorate de baryte la précipite en flocons d'un blanc jaunâtre, presqu'entièrement solubles dans l'acide nitrique. S'ils contiennent du sulfate, ce n'est qu'en très-petite quantité.

Le nitrate d'argent y fait un précipité d'un brun noir, qui se redissout dans l'acide nitrique; mais il reste un peu de sédiment blanc comme cristallisé.

L'oxalate d'ammoniaque y indique une quantité notable de chaux.

Elle précipite par l'eau de potasse en blanc; elle se colore en verdâtre, ou en rougeâtre s'il y a un excès d'alcali. Ces phénomènes sont évidemment dus à l'acide gallique.

L'ammoniaque se comporte d'une manière analogue, mais le précipité est faible.

Elle précipite plus ou moins abondamment par les eaux de baryte, de strontiane et de chaux. Le précipité blanc passe au vert ou au rouge par le contact de l'air.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain la pré-

cipite en flocons abondans d'un blanc jaunâtre.

L'alun y fait un précipité assez abondant d'un jaune clair.

L'acétate de plomb la précipite en flocons épais d'un jaune serin.

L'acétate de cuivre la précipite en flocons d'un brun jaunâtre.

Le sulfate de peroxide de fer la fait passer au bleu très-légèrement verdâtre, et en précipite d'abondans flocons bleus.

L'acide sulfurique concentré y fait sur-le-champ un abondant précipité jaunâtre de matière astringente.

L'acide sulfurique faible la trouble.

L'acide nitrique à 34° la trouble et la couleur s'affaiblit : un excès éclaircit la liqueur, et la couleur passe au rougeâtre à cause de l'acide gallique.

L'acide oxalique en affaiblit la couleur et précipite de la chaux.

L'acide acétique affaiblit la couleur et la trouble très-légèrement.

L'eau d'iode produit un effet remarquable : c'est le développement d'une couleur rose qui se détruit bientôt.

L'eau de chlore semble agir d'une manière analogue, mais la couleur rose est plus faible et plus fugitive encore que celle développée par l'iode.

USAGES.

Le sumac est employé dans la teinture en noir, et en général dans tous les cas où l'on se sert de noix de galle. Il agit par son acide gallique, par sa matière astringente et son principe jaune.

On l'emploie encore dans le tannage des peaux de qualité supérieure. Le sumac de Sicile est le plus recherché pour cet usage.

CHAPITRE XXII.

DU BABLAH.

Le bablah est l'enveloppe du fruit du *mimosa cineraria*, plante de la famille des légumineuses.

On l'a importé en France, d'abord de l'Inde, ensuite du Sénégal; mais il ne serait pas im-

possible que le dernier fût produit sinon par une espèce de *mimosa* différente du *cineraria*, du moins par une variété; car les deux fruits présentent des différences qui ne permettent pas de les confondre.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

L'extrait aqueux de bablah présente à l'analyse, entre autres corps:

1° De l'acide gallique;

2° Un tannin;

3° Une matière colorante rougeâtre, peut-être immédiatement composée d'un principe jaune et d'un principe rouge;

4° Une matière azotée.

Lorsqu'on traite l'extrait aqueux de bablah sec 1° *par l'alcool*, 2° *par l'eau*, on obtient un résidu brun, qui m'a paru formé de matière azotée et de matière astringente (acide gallique, tannin et matière colorante), il contient de plus une quantité notable de chaux et d'oxide de fer.

1° *Matière enlevée par l'alcool à l'extrait aqueux de bablah sec.*

Les lavages alcooliques de l'extrait aqueux de bablah sec, réunis et évaporés à siccité, laissent

une matière rougeâtre à laquelle l'éther enlève de l'acide gallique, du tannin et très-peu de matière colorante. La proportion de l'acide gallique est assez forte pour qu'on l'obtienne assez bien cristallisé par la simple évaporation de l'éther; mais il retient du tannin, car sa solution aqueuse précipite la colle de poisson en flocons blancs. Ces cristaux possèdent d'ailleurs toutes les propriétés de l'acide gallique.

Si l'on applique ce traitement à l'extrait aqueux de noix de galle et à celui du sumac, on est bientôt convaincu que ceux-ci contiennent, par rapport à l'acide gallique, une bien plus forte proportion de tannin.

La matière de l'extrait alcoolique de bablah que l'éther n'a pas dissoute est formée d'acide gallique, de tannin, de matière rouge, de matière azotée et de quelques bases salifiables. L'alcool qu'on y applique en sépare les mêmes corps, mais unis dans des proportions différentes. La combinaison soluble contient plus d'acide gallique et de tannin que celle indissoute.

2° *Matière enlevée par l'eau à l'extrait aqueux de bablah sec et préalablement traité par l'alcool.*

La solution aqueuse de cette matière, évaporée, laisse un extrait qui se dessèche en petites écailles d'un rouge brun, demi-transparentes. Cet extrait est essentiellement formé de matière rouge et de matière astringente, uni à une proportion de matière azotée, plus forte que celle qui a été dissoute par l'alcool. Il y a en outre quelques sels.

En définitive, le bablah doit agir en teinture par la forte proportion de son acide gallique plutôt que par son tannin, et en outre par sa matière rougeâtre, qui est susceptible de se fixer à la laine, à la soie et au coton.

100 parties de bablah de l'Inde cèdent à l'eau bouillante 49 p. environ de matière soluble.

100 p. de bablah du Sénégal lui en cèdent 57.

100 p. de noix de galle noire de première qualité lui en cèdent 87.

---

1 partie de bablah et 10 parties d'eau bouillies un quart d'heure, donnent une liqueur d'un

brun rouge, d'une odeur analogue à celle de la décoction de noix de galle, mais plus forte; d'une saveur douceâtre et bien moins astringente que ne l'est celle de la décoction de noix de galle. Elle a un arrière-goût de légumineuse avec une légère âcreté.

La colle de poisson y fait un précipité épais d'un blanc rougeâtre.

Elle se trouble en refroidissant.

Elle rougit fortement le papier de tournesol.

Elle précipite l'hydrochlorate de baryte en flocons roux, solubles dans l'acide nitrique.

Elle précipite le nitrate d'argent en flocons roux, dont une partie se dissout dans l'acide nitrique, mais le résidu n'a pas l'aspect du chlorure d'argent.

L'oxalate d'ammoniaque y dénote la chaux.

L'eau de potasse en précipite des flocons, mais il n'en faut qu'une goutte; un excès y indique l'acide gallique.

Les eaux de baryte, de strontiane et de chaux, y font des précipités d'un gris plus foncé que les précipités obtenus avec la noix de galle. La réaction de l'air sur ces précipités indique qu'ils contiennent une quantité notable de gallate.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain et l'alun y font des précipités roux.

L'acétate de plomb y fait un précipité abondant, d'un gris tirant sur la couleur de chair.

L'acétate de cuivre y fait un précipité couleur de chocolat brun.

Le sulfate de peroxide de fer y fait un précipité bleu, mêlé de gris rougeâtre. La liqueur paraît plus complètement précipitée que ne l'est celle de noix de galle.

L'acide sulfurique concentré y fait un précipité dont les parties ne se réunissent pas comme celles du précipité de noix de galle. Il est couleur chocolat clair.

L'acide sulfurique étendu y fait un précipité d'un gris roux.

L'acide nitrique à 34° y fait un précipité qu'un excès d'acide redissout; la solution est rouge.

L'acide oxalique la trouble, mais au bout d'une demi-heure il n'y a pas encore de précipité.

L'acide acétique en affaiblit la couleur, et paraît l'éclaircir plutôt que la troubler.

L'eau d'iode la rend rose, mais cet effet ne dure qu'un instant.

L'eau de chlore y développe une faible teinte rougeâtre qui ne dure qu'un instant, et il ne faut que peu de chlore en excès pour que la couleur passe au jaune. La liqueur est trouble.

USAGES.

Le bablah fut mis dans le commerce de France comme une matière précieuse, non-seulement pour remplacer avantageusement la noix de galle dans la teinture en noir, mais encore pour fixer la couleur de la garance, du campêche, du brésil, etc.

On ne tarda point à s'apercevoir de l'exagération de ces annonces, et le bablah, qui avait été vendu d'abord au prix de la plus belle noix de galle; tomba bientôt dans un discrédit tel, que les commerçans qui en avaient en magasin ne trouvèrent point à le placer, et assurément les teinturiers, en le repoussant lorsqu'on le leur proposait à $\frac{1}{8}$ environ du prix de la galle, donnèrent dans un excès contraire à celui des premiers vendeurs, car le bablah, considéré absolument, est une matière dont on peut tirer parti pour faire des noirs sur la laine, et plusieurs couleurs sur le coton.

CHAPITRE XXIII.

DE L'ÉCORCE DE CHATAIGNIER.

L'écorce de châtaignier (*castanea vulgaris*), de la famille des amentacées, cède à l'eau une matière qui a été employée, dans ces derniers temps, pour teindre en noir, particulièrement la soie.

CHAPITRE XXIV.

DU BROU DE NOIX.

Lorsque les fruits du noyer (*juglans regia*), de la famille des juglandées, sont murs, on détache le *brou* qui les recouvre, et on en remplit presqu'entièrement un tonneau placé debout, dont le fond supérieur a été enlevé. On y verse assez d'eau pour submerger le brou. Peu à peu celui-ci cède au liquide une matière qui a la propriété de devenir brune par le contact de

l'air, et dont une portion éprouve une altération profonde. Ce n'est qu'au bout de plusieurs mois, et même d'une ou de deux années, que la liqueur est employée pour donner à la laine une couleur fauve.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

Le brou de noix frais est formé, suivant M. Braconnot,

D'amidon,
De résine verte,
D'une matière âcre et amère, qui devient brune par le contact de l'oxigène,
De tannin,
D'acide citrique,
D'acide malique,
De potasse,
D'oxalate de chaux,
De phosphate de chaux.

Voici les propriétés que de l'eau qui avait séjourné quatre mois sur du brou de noix m'a présentées :

Elle était claire, sauf quelques pellicules qui y étaient en suspension; elle avait une couleur d'un brun rougeâtre, une odeur plutôt agréable

que désagréable, qui paraissait résulter d'une faible fermentation spiritueuse, une saveur douce, et un goût léger de noix fraîche.

La colle de poisson y faisait un précipité floconneux roux.

Elle rougissait sensiblement le papier de tournesol.

Elle précipitait l'hydrochlorate de baryte en flocons d'un gris jaunâtre roux, solubles dans l'acide nitrique, sauf peut-être une trace de sulfate.

Elle précipitait le nitrate d'argent en flocons bruns, difficilement solubles dans l'acide nitrique; peut-être y avait-il du chlorure.

L'oxalate d'ammoniaque y démontrait la présence de la chaux.

Une goutte de potasse n'y faisait pas de précipité; elle y développait une *belle couleur rouge brune* remarquable.

Les eaux de baryte, de strontiane, de chaux, y faisaient des précipités rougeâtres, et la liqueur était d'un assez beau rouge. Cet effet est remarquable.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain y faisait un précipité d'un roux un peu brun.

L'alun y faisait un précipité léger, d'un roux brun.

L'acétate de plomb y faisait un précipité rougeâtre.

L'acétate de cuivre y faisait un précipité d'un brun rougeâtre.

Le sulfate de peroxide de fer y faisait un précipité d'un gris roux brun.

L'acide sulfurique concentré en dégageait une odeur de levure ou de farine fermentée, et en précipitait quelques flocons d'un roux clair.

L'acide sulfurique faible la troublait et en précipitait des flocons d'un jaune roux.

L'acide nitrique à 34° la troublait légèrement; un excès faisait passer la couleur au jaune roux.

L'acide oxalique la troublait, mais au bout d'une demi-heure il n'y avait pas encore de précipité.

L'acide acétique en éclaircissait la couleur et paraissait la troubler.

L'eau d'iode ne produisait rien de remarquable.

L'eau de chlore la rougissait un peu, mais un léger excès faisait passer la couleur au jaune. La liqueur était trouble.

USAGES.

Le brou de noix n'est guère d'usage que pour les couleurs dites de *racine*, sur laine.

CHAPITRE XXV.

DE LA SUIE.

La suie que l'on emploie en teinture est la matière noire qui s'attache aux parois intérieures des tuyaux des cheminées dans lesquelles on brûle du bois; elle provient de ce que la combustion de ce dernier est incomplète, car, dans le cas contraire, la matière combustible ne donnerait que de l'eau, de l'acide carbonique, de l'azote et des cendres.

COMPOSITION IMMÉDIATE.

La suie est formée, suivant M. Braconnot,

1° D'eau	12,50
2° D'une matière brune peu soluble dans l'eau, soluble dans la potasse, soluble dans l'acide sulfurique concentré. M. Braconnot la regarde comme	
A reporter. . . .	12,50

Report. 12,50

de l'ulmine artificielle, c'est-à-dire comme identique à la matière brune qui se produit lorsque le ligneux, qui a été fondu avec de l'hydrate de potasse, a le contact de l'air 30,20

3° D'une matière azotée très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. 20,00

4° De sous-carbonate de chaux mêlé de quelques traces de sous-carbonate de magnésie. 14,66

5° D'acétate de chaux. 5,65

6° De sulfate de chaux. 5,00

7° D'acétate de potasse. 4,10

8° D'une matière abondante en charbon, insoluble dans la potasse. 3,85

9° De phosphate de chaux ferrugineux 1,50

10° De silice. 0,95

11° D'acétate de magnésie. 0,53

12° D'un principe âcre et amer, particulier, que M. Braconnot nomme *asboline*. 0,50

13° De chlorure de potassium 0,36

14° D'acétate d'ammoniaque. 0,20

15° D'acétate de fer. . . . . traces.

100,00

---

1 partie de suie, provenant d'une cheminée dont les parois sont en plâtre, et 10 parties d'eau bouillies pendant un quart d'heure, m'ont donné une liqueur d'un brun roux, d'une odeur

de suie, d'une saveur amère et d'un goût de suie, qui se troublait par le refroidissement et se recouvrait d'une pellicule irisée.

La colle de poisson ne la troublait pas.

Elle rougissait sensiblement le papier de tournesol.

Elle précipitait l'hydrochlorate de baryte en flocons roux. Le précipité, traité par l'acide nitrique, laissait beaucoup de sulfate provenant certainement d'un peu de plâtre mêlé à la suie.

Elle précipitait le nitrate d'argent en flocons roux épais, difficilement solubles dans l'acide nitrique. Peut-être y avait-il du chlorure.

L'oxalate d'ammoniaque y démontrait une quantité notable de chaux.

La potasse en fonçait la couleur, en rendait le jaune plus brillant, et y faisait un précipité abondant insoluble dans un excès d'alcali.

Les eaux de baryte, de strontiane, de chaux, se comportaient d'une manière analogue, et en dégageaient une quantité notable d'ammoniaque, ainsi que le faisait la potasse.

L'hydrochlorate de protoxide d'étain y faisait un précipité abondant d'un gris roux.

L'alun y faisait un précipité roux.

L'acétate de plomb y faisait un précipité d'un gris brun.

L'acétate de cuivre y faisait un précipité d'un jaune brun.

Le sulfate de peroxide de fer y faisait un précipité d'un gris jaune brun.

L'acide sulfurique concentré en dégageait une odeur de suie, et en précipitait des flocons d'un jaune brun.

L'acide sulfurique faible en précipitait des flocons d'un jaune roux.

L'acide nitrique à 34° la troublait; un excès faisait disparaître les flocons; la solution était d'un rouge brun.

L'acide oxalique y faisait sur-le-champ un précipité floconneux roux, qui était certainement mêlé d'oxalate de chaux.

L'acide acétique en éclaircissait la couleur et la précipitait.

L'eau d'iode ne produisait rien de remarquable.

L'eau de chlore semblait la rougir d'abord; ensuite un excès la faisait passer au jaune, et en précipitait sur-le-champ des flocons de cette couleur.

L'extrait aqueux de suie cède à l'alcool, et l'extrait alcoolique sec cède à l'éther, une matière jaune, qui communique à la laine alunée une couleur d'un jaune orangé analogue à celle que le fustet lui aurait donnée, et, ce qu'il y a de remarquable, c'est que cette même matière prend, par le contact de la potasse, une couleur rouge analogue à celle que prend la matière colorante du fustet dans la même circonstance.

USAGES.

La suie n'est d'usage que pour les brunitures sur laine, mais sa couleur n'est pas très-solide.

Il existe encore plusieurs matières colorantes d'origine organique qu'on a employées et qu'on peut employer en teinture avec plus ou moins d'avantages; mais les limites de ce cours ne me permettent pas d'en parler ici d'une manière spéciale; cependant je citerai

1° Le MUNJET, employé aux Indes au lieu de la garance, pour teindre les foulards;

2° Le CAM-WOOD ou le BAR-WOOD, sorte de bois rouge qui nous vient de l'Afrique, et que Afzélius a décrit sous le nom de *Baffia nitida;*

3° Les FEUILLES DU LAURIER SAULE (*salix pen-*

tandra), qui donnent, suivant Scheffer, une belle couleur jaune à la laine, à la soie et au lin ;

4° Les Pousses du peuplier d'Italie, qui donnent à la laine, passée à la composition d'étain, une belle couleur jaune solide, suivant Dambourney ;

5° Les Semences de trèfle rouge (*trifolium pratense purpureum majus raïi*), qui, suivant Vogler, donnent des jaunes solides à la laine passée à l'alun ou à la dissolution d'étain ;

6° La Verge d'or du Canada (*solidago canadensis*), qui donne d'excellens résultats, suivant Hellot, Gaad, etc.

Si en général on doit chercher à remplacer les matières colorantes d'origine organique par leurs principes colorans, soit purs, soit sous la forme d'extraits où ils se trouvent dans des proportions constantes et dans des états constans de combinaisons, cependant, avant de substituer des préparations de ce genre aux matières brutes d'où elles proviennent, il faut, pour ne pas éprouver de mécompte, s'être assuré,

1° Que les nouvelles préparations donnent aux étoffes les mêmes couleurs, ou des couleurs

plus belles que celles que donnent les matières brutes;

2o Que les nouvelles préparations donnent des couleurs aussi solides ou plus solides que celles qu'on obtient avec les matières brutes;

3o Qu'elles sont d'une conservation facile.

Il peut arriver qu'un corps qui accompagne un principe colorant contribue à lui donner plus de stabilité, lorsque le teinturier les a fixés tous les deux sur une étoffe, et, sous ce rapport, l'emploi du principe colorant pur serait moins avantageux que celui de la matière brute où il se trouve. Par exemple, si la carmine est le principe colorant du lac-dye ou du kermès, il faut admettre qu'elle est, dans ces matières, accompagnée de quelque corps qui lui donne plus de stabilité; et loin de chercher à l'en séparer, il faudrait plutôt trouver le moyen d'unir ce corps à la carmine de la cochenille. En général, on ne s'est point assez occupé de l'influence que des matières, qui ne sont pas des mordans employés dans les ateliers, peuvent avoir pour donner plus de fixité aux principes colorans organiques.

On se tromperait souvent beaucoup si l'on pensait que l'eau qu'on a appliquée à une ma-

tière colorante qu'elle ne dissout qu'en partie, donnerait, après qu'on l'aurait séparée du résidu, un bain de teinture, qui serait toujours identique à celui qu'on obtient lorsqu'on délaie cette même matière colorante dans l'eau, et qu'on y passe ensuite l'étoffe sans avoir séparé le résidu; car, si la matière colorante contient un corps peu soluble dans l'eau, susceptible d'exercer un effet quelconque sur l'étoffe en s'y fixant, il arrivera qu'en teignant dans le premier bain, l'effet du corps sera nul ou presque insensible, à cause de sa petite quantité, tandis que le contraire aura lieu dans le second bain, par la raison que, quelque petite que soit la quantité du corps dissous, elle se fixera sur l'étoffe, et en même temps l'eau, redevenant susceptible de dissoudre une nouvelle quantité du corps peu soluble, elle en prendra pour le céder encore à l'étoffe, et cette action se prolongeant jusqu'à ce qu'il s'établisse un équilibre entre l'affinité du corps peu soluble pour la partie insoluble à laquelle il est naturellement uni, et son affinité pour l'étoffe, on conçoit dès lors comment l'effet produit par le corps peu soluble pourra être bien plus grand que dans le premier cas.

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

DE PLUSIEURS MATIÈRES SOLIDES DES ANIMAUX QUI ONT DU RAPPORT AVEC LA TEINTURE.

Les animaux nous fournissent des substances solides formées de plusieurs principes immédiats dont la nature n'a point encore été suffisamment examinée pour qu'on puisse caractériser chacun d'eux comme autant d'espèces distinctes; c'est ce qui nous détermine à consacrer cette sous-division à l'examen de la peau, des poils (parmi lesquels nous comprenons la laine, le crin, les cheveux), du tissu corné, des os et de la soie.

DE LA PEAU.

La peau des animaux est considérée généralement comme formée de trois parties :

1° D'épiderme,
2° De tissu réticulaire,
3° De derme ou de peau proprement dite.

L'épiderme et le derme sont faciles à distinguer l'un de l'autre : mais le tissu réticulaire est

si difficile à apercevoir, que des anatomistes en rejettent l'existence; ceux qui sont d'une opinion contraire regardent ce tissu comme étant le siége des nerfs du tact, et du principe qui colore en noir la peau des nègres.

§ I. *Epiderme.*

L'épiderme, qui est la partie extérieure de la peau, est très-mince, demi-transparent et facile à séparer de la partie qu'il recouvre. Vauquelin le considère comme du mucus uni à une matière huileuse.

§ II. *Tissu réticulaire.*

La composition de ce tissu est inconnue.

§ III. *Derme, ou peau proprement dite.*

Le derme, ou la peau proprement dite, est placé au-dessous du tissu réticulaire, mais il ne faut pas croire qu'il en soit absolument indépendant. Le tissu réticulaire le traverse, avant de s'épanouir à sa surface au-dessous de l'épiderme.

La peau contient entre ses fibres de l'oléine et de la stéarine, qu'on peut en séparer au moyen de l'alcool et de l'éther. Quant à la substance azotée qui en constitue la plus grande

partie, elle a beaucoup d'analogie avec celle des tendons, puisque, comme ceux-ci, elle se convertit en gélatine sous l'influence de l'eau bouillante.

La peau, en perdant l'eau qu'elle contient à l'état frais, perd de son épaisseur, et devient jaune, demi-transparente, cornée. Elle reprend son premier aspect, si on la tient plongée dans l'eau un temps suffisant.

Mise dans l'eau aiguisée d'acide sulfurique, hydrochlorique, acétique, etc., elle se gonfle, et s'unit à l'acide.

Les eaux de potasse ou de soude la font gonfler.

On fait avec la peau un grand nombre de préparations, telles que,

1° *Le cuir.*

C'est la peau, en général, que l'on a unie avec une matière tannante, d'origine végétale, telle que celle de l'écorce de chêne, du bablah, du sumac, etc.

On distingue parmi les cuirs :

(*a*) Le *maroquin*, qui est la peau de la chèvre ou du bouc tannée avec de la noix de galle, du sumac.

(*b*) Le *cuir proprement dit.* C'est la peau du bœuf, de la vache, du veau, du cheval, du mouton, tannée le plus souvent avec de l'écorce de chêne, ou *tan.*

2° *Les peaux de mégie ou peaux blanches.*

Ce sont ordinairement des peaux de moutons, d'agneaux, de chevreaux, de chamois, que l'on tanne avec de l'alun et du chlorure de sodium.

3° *Les peaux chamoisées.*

Ce sont non-seulement des peaux de chamois, mais encore des peaux de chèvre, de bouc, de mouton, de veau, de daim, de cerf et même de bœuf, préparées à l'huile, après qu'on en a enlevé l'épiderme ou la fleur.

L'huile de poisson est ordinairement employée, surtout celle de morue.

4° *Le cuir de poule ou cannepin.*

C'est la pellicule que le peaussier enlève de dessus la peau de mouton passée en mégie.

5° *Le parchemin,*

Qui est une peau de mouton passée à la chaux, écharnée, amincie avec un fer tranchant, dit *à raturer,* qu'on passe sur le dos de la peau ou *fleur*, et enfin adoucie avec une pierre ponce.

6° *Le vélin.*

C'est la peau du veau âgé de 8 jours à 6 se-

maines au plus, travaillée comme la précédente.

Il n'est pas inutile de connaître ces différentes préparations que l'on donne aux peaux de diverses espèces d'animaux, puisqu'un assez grand nombre sont destinées à être teintes, et nous verrons plus tard que les couleurs qu'elles reçoivent n'y sont point simplement adhérentes comme des laques appliquées sur du papier; mais qu'elles y sont fixées par l'affinité chimique, force à laquelle nous rapportons la cause de l'adhérence des matières colorantes sur le ligneux, la laine et la soie.

DES POILS EN GÉNÉRAL.

I. NOMENCLATURE.

Tout le monde sait qu'on nomme en général *poils*, des produits organiques cylindriques qui couvrent la peau des animaux mammifères, et qui sont plus ou moins minces, plus ou moins longs et diversement colorés. Les différences que présentent les poils envisagés sous le rapport de leurs propriétés physiques, et qui les ont fait employer à un grand nombre d'usages, sont

cause qu'on les a distingués en plusieurs sortes. Tels sont le cachemire, les diverses variétés de laine, le jarre, les cheveux, le crin, les épines du hérisson, les piquans du porc-épic, etc., etc.

Il s'en faut beaucoup que ces diverses sortes de poils diffèrent également les unes des autres, car elles paraissent devoir être rangées dans deux groupes principaux.

Le premier groupe, qu'on peut nommer *laine* ou *duvet*, comprend

Le cachemire,
La laine électorale,
La laine de mérinos,
La laine commune,
La laine anglaise longue,
La laine de vigogne (peut-être).

Le second groupe, qu'on peut nommer *poil* proprement dit, comprend

Le jarre de mouton, etc.,
Le poil de chèvre,
Les cheveux,
Le crin,
Les épines du hérisson,
Les piquans du porc-épic.

Les oiseaux nous offrent l'analogue de la

laine, dans le duvet ou l'édredon, et l'analogue du poil proprement dit, dans les plumes.

Plusieurs naturalistes, et M. Frédéric Cuvier est de ce nombre, pensent que la laine et le poil proprement dit sont produits par des organes différens, quoique jusqu'ici on ne soit pas arrivé à les distinguer d'une manière précise. Quoi qu'il en soit, la laine ou le duvet est en petits brins déliés qui sont généralement plus ou moins frisés, et dépourvus du brillant et de la rigidité du poil proprement dit.

Les circonstances extérieures dans lesquelles les animaux se trouvent placés, telles que la température du climat, la nourriture qu'ils prennent, etc., ont une grande influence sur la qualité de leurs poils en général. Ainsi les chèvres de Cachemire, qui vivent dans des climats froids et secs, sont plus riches en duvet que celles qui se trouvent dans des climats chauds.

§ 1er.

DE LA LAINE.

I. COMPOSITION IMMÉDIATE.

La laine, telle qu'on l'obtient par la tonte d'un animal qui n'a point été préalablement lavé, est composée d'une matière appelée *suint* et de *laine proprement dite* ou *désuintée*.

A. *Composition du suint.*

Le suint est cette partie qu'on sépare de la laine en toison au moyen de l'eau, soit pure, soit légèrement alcalisée par du sous-carbonate d'ammoniaque, ou plutôt par de l'urine ammoniacale.

M. Vauquelin a trouvé que le suint est formé

(a) *Matière soluble.*

De savon de potasse (il en fait la plus grande partie),
De carbonate de potasse (petite quantité),
D'acétate de potasse (quantité notable),
De chlorure de potassium (trace),
De chaux unie probablement à l'acide sulfurique?
D'une matière odorante d'origine animale;

(b) *Matière insoluble.*

De sous-carbonate de chaux,
De sable,
D'argile.

Il pense que la matière soluble provient pour la plus grande partie de l'humeur de la transpiration, qui peut avoir été d'ailleurs plus ou moins modifiée par l'oxigène atmosphérique, tandis que la matière insoluble, qui provient du sol, est accidentelle à la nature du suint.

Pour déterminer le plus exactement possible la proportion du suint de la laine, il faut la sécher dans le vide sec, la laver, et la sécher dans le vide sec avant de la peser pour savoir ce qu'elle a perdu. Si l'on ne prenait pas ces précautions, il y aurait une quantité notable d'eau, qui serait comptée comme suint, par la raison que la laine pourvue de son suint peut conserver une quantité assez considérable de ce liquide.

Une laine de mérinos (agneaux), qui a servi aux essais que je vais rapporter, a perdu, dans le désuintage que je lui ai fait subir, 0,588. Sur cette quantité il y avait,

Matière soluble.	0,328
Matière insoluble.	0,260

B. *Composition de la laine désuintée.*

La laine épuisée par l'eau de toute matière susceptible de s'y dissoudre, ne peut être considérée comme un principe immédiat pur; car en la soumettant dans mon digesteur distillatoire à l'action de l'alcool et de l'éther, j'en ai séparé *une matière grasse*, dont la quantité s'est élevée à 17, pour 100 parties de la laine de mérinos désuintée dont j'ai parlé plus haut.

1° MATIÈRE GRASSE.

J'ai réduit cette matière en deux substances grasses différentes, en la traitant par l'alcool ou l'éther; mais ne croyant pas les avoir assez complètement isolées l'une de l'autre, je ne leur ai pas encore donné de noms spécifiques. A la température ordinaire, l'une ressemble à la cire par sa consistance, l'autre est filante comme de la térébenthine; si on les chauffe suffisamment, elles se liquéfient, bien entendu la première à une température plus élevée que la seconde; je les désignerai par les expressions de *substance grasse solide* et *substance grasse fluide*.

Substance grasse solide.

A 45° elle est molle, à 55° c'est un liquide visqueux, enfin à 60° elle est bien fluide.

Elle est susceptible de cristalliser en petites aiguilles.

Elle n'a pas de couleur.

Elle est neutre aux réactifs colorés.

Exposée à l'air, elle ne se rancit pas.

1 partie délayée dans 100 parties d'eau, puis chauffée, ne forme pas d'émulsion, même après le refroidissement.

Chauffée avec les eaux de potasse ou de soude, dans des circonstances où l'oléine et la stéarine se saponifient, elle n'éprouve pas d'altération, mais elle forme une émulsion.

Ayant tenu 60 heures au bain de sable et presque à 100°, 2 p. de potasse et 1 p. de substance solide au milieu de l'eau, je n'ai point obtenu de dissolution, mais une émulsion. L'alcali saturé par l'acide tartrique a donné une matière grasse dont la plus grande partie avait les mêmes propriétés qu'avant l'opération.

Substance grasse fluide.

Ses propriétés sont tout-à-fait analogues à celles de la précédente ; à 15° elle est fluide.

1 partie de cette matière et 100 p. d'eau forment une émulsion à chaud, qui est plus homogène quand les matières sont refroidies.

L'ayant traitée par la potasse comme la précédente, elle a formé une émulsion moins opaque que celle que la substance solide produit dans la même circonstance, mais elle s'est défaite par le refroidissement.

Elle ne s'est pas mieux saponifiée que la précédente, après avoir été tenue dans de l'eau de potasse 60 heures sur le feu.

2° LAINE PRIVÉE DE MATIÈRE GRASSE.

Je ne sache pas que personne ait obtenu de la laine dans l'état où je vous la présente, messieurs, car il a fallu tout le désir que j'avais d'obtenir cette substance, aussi privée de matière grasse que possible, pour me faire entreprendre le travail auquel je me suis livré.

Mais avant d'aller plus loin, je dois démontrer que la laine, après avoir été désuintée et même après avoir été traitée par l'alcool et l'éther, contient du soufre ; j'ignore dans quel état de combinaison il s'y trouve. Il suffit pour s'en convaincre d'exposer à une température de 75°, pendant $\frac{1}{2}$ heure, 1gr. de laine avec

60cc d'eau de sous-carbonate de soude, marquant 2° à l'aréomètre; de retirer la laine du bain, puis de verser dans des portions de cette liqueur, 1° de l'acétate de plomb, pour que celui-ci soit noirci; 2° de l'acide sulfurique, pour donner lieu à un dégagement d'acide hydrosulfurique.

La laine qui a subi ce traitement ne paraît pas altérée, cependant elle a une légère couleur jaunâtre, et elle est plus sèche au toucher qu'auparavant.

On peut encore, en faisant bouillir la laine avec les acides faibles ou l'alun, déterminer un dégagement sensible d'acide hydrosulfurique. On observe que la laine qui a été passée au sous-carbonate de soude retient encore du soufre, et que celui-ci est même plus disposé à s'en séparer à l'état d'acide hydrosulfurique que si la laine n'avait pas été soumise à ce traitement.

C'est au soufre contenu dans la laine, qu'il faut attribuer les phénomènes suivans:

1° Si vous faites chauffer la laine dans de l'eau d'acétate de plomb, elle finit par noircir, son soufre s'unissant avec une portion du plomb qui se réduit à l'état métallique, probablement par de l'hydrogène.

Ce résultat explique la couleur plus ou moins foncée que prend la laine, que l'on alune dans un acétate d'alumine qui retient de l'acétate de plomb, couleur qui ne se manifeste jamais lorsque le sel d'alumine a été passé à l'acide hydrosulfurique.

2° La laine se colore même à froid dans de l'eau qui contient du protoxide de plomb et un peu de potasse, de soude, de chaux, etc.

La présence d'un alcali fixe facilite singulièrement sa coloration par le développement d'un sulfure.

3° Le protoxide d'étain et ses sels colorent pareillement à chaud la laine en brun.

II. COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.

La laine, abstraction faite du soufre, est composée

D'oxigène, d'azote, de carbone et d'hydrogène,

unis dans des proportions qui n'ont pas été déterminées.

III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La laine, séparée de sa matière grasse, a en apparence les mêmes propriétés physiques que la laine qui en est pourvue ; ainsi elle est en

filamens élastiques ; elle est incolore, plus dense que l'eau ; sa surface paraît lisse et non écailleuse, comme quelques personnes croyaient que cela devait être pour expliquer le feutrage.

J'ignore encore l'influence que la séparation de la matière grasse de la laine a pu avoir sur son élasticité et sur son feutrage.

IV. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

Elle est très-hygrométrique.

Deux grammes de laine pure qui avaient été exposés à l'air, mis dans le vide sec avaient perdu

Après 144 heures	. . . .	0gr.,155 d'eau,
— 1 mois ½	. . . .	0gr.,155

Par conséquent, cette laine contenait, avant son exposition au vide sec, pour 100 parties 7,75 parties d'eau.

La laine est neutre aux réactifs colorés.

Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

A froid, elle est insoluble dans les acides et les alcalis faibles.

Elle s'unit à la plupart des acides et des bases salifiables, du moins à celles qui sont peu solubles ou insolubles.

Les combinaisons de laine et d'acides solubles sont décomposables en général par une quantité suffisante d'eau bouillante.

Elle s'unit à un grand nombre de sels; c'est ce que nous verrons plus particulièrement, en traitant des mordans.

1 p. de laine plongée à froid dans 40 p. d'eau, tenant 1 p. d'alun à base de potasse, ou de la laine plongée dans de l'eau d'alun à 5° de l'aréomètre, se combine au sel, sans lui faire éprouver de décomposition; et, si on évapore le bain et qu'ensuite on soumette la laine à 20 lavages faits à l'eau bouillante, et en employant 60 p. d'eau chaque fois, ainsi que l'ont fait MM. Thénard et Roard, on sépare de la laine une quantité d'alun, qui, additionnée avec celle du bain, représente la totalité du sel employé.

En opérant l'alunage à chaud, le bain d'alun contient une portion de matière organique, provenant de la laine.

Suivant l'opinion de MM. Thénard et Roard, la laine se combine à l'acétate d'alumine sans le décomposer; mais lorsqu'on la fait sécher à l'air, surtout lorsque la tempérture est élevée, une portion d'acide acétique se dégage, et il reste un sous-acétate fixé sur elle.

Et si l'on fait bouillir la laine ainsi alunée dans l'eau, on dissout de l'acétate d'alumine et de l'acide acétique, et il reste de l'alumine fixée à la laine.

La laine traitée par le bitartrate de potasse décompose une portion du sel, de manière qu'il se forme du tartrate de potasse, qui reste dans l'eau, et un composé solide d'acide tartrique et de laine. Une petite quantité de bitartrate s'unit aussi à l'étoffe. En faisant bouillir la laine tartrée dans l'eau, on dissout, outre de l'acide tartrique, un peu de bitartrate de potasse, une quantité notable de matière organique provenant de la laine.

La laine s'unit directement à la plupart des principes colorans; mais ces combinaisons sont peu stables, en comparaison de celles qu'on obtient avec la laine qui a été préalablement unie avec un mordant, soit acide, soit basique, soit salin.

La laine qui a été soumise au contact du sous-carbonate de soude, et de plusieurs autres corps, dont je parlerai dans la suite, est remarquable par la propriété qu'elle a acquise de s'unir facilement à des matières auxquelles elle ne s'unissait auparavant qu'avec difficulté; mais je

ne dois qu'indiquer ici ces résultats, devant les développer en détail dans la seconde partie du cours; seulement, je ferai remarquer qu'elle n'acquiert pas cette propriété en perdant sa matière grasse, car la laine qui a été dépouillée de cette dernière, au moyen de l'alcool et de l'éther, n'a pas beaucoup plus de tendance à s'unir aux matières dont il est question, qu'elle en avait avant d'avoir subi l'action de ces agens.

B. *Cas où elle s'altère.*

Lorsqu'on soumet la laine à l'action de la chaleur dans une cornue, elle se fond, se boursoufle, noircit; de l'eau, du sous-carbonate, de l'hydrosulfate et de l'hydrocyanate d'ammoniaque, une huile jaune, une huile brune, du gaz acide carbonique, de l'hydrogène carboné et de l'oxide de carbone se dégagent; il reste un charbon noir et brillant.

La laine plongée dans le chlore s'y altère profondément.

La laine traitée à chaud par l'acide nitrique à 34° est bientôt altérée; elle jaunit; de la vapeur nitreuse, du gaz azote, de l'acide carbonique, etc., se dégagent, et la dissolution s'opère. Si elle contenait de la matière grasse, celle-ci se séparerait en gouttes huileuses à la

surface du liquide. La liqueur est jaune; elle contient une quantité notable d'acide oxalique et une matière jaune amère, dont une portion est peut-être de l'acide carbazotique.

J'ai obtenu de 5g de laine traitée par 30g d'acide nitrique à 34°, 1g,44 d'acide oxalique surhydraté cristallisé.

L'acide sulfurique, contenant un quart de son poids d'eau, a une action sur la laine, qui a été étudiée par M. Braconnot. Voici les résultats qu'il a obtenus avec un tissu de laine ordinaire.

15 grammes de ce tissu, coupé en petits morceaux, arrosés avec 60 grammes d'acide sulfurique étendu du quart de son poids d'eau, ont pris une couleur rougeâtre, sans se ramollir. Il s'est dégagé un peu d'acide sulfureux.

Le mélange, exposé à 100°, s'est converti en un mucilage homogène, qui a fini par se résoudre en liqueur rougeâtre. Cette liqueur a déposé une matière formée de *sulfate de chaux, de silice, d'une matière grasse bitumineuse et d'une substance animale.*

La dissolution acide, étendue d'eau, a bouilli pendant environ 9 heures; elle a été neutralisée avec de la craie et évaporée en extrait.

Cet extrait, traité par l'alcool, s'est réduit en

(*a*) Une matière qui s'y est dissoute,
(*b*) En une matière insoluble.

(*a*) *Matière soluble dans l'alcool.*

Elle consistait en *leucine* et en une *matière peu azotée.*

Leucine.

Elle est blanche, cristallisable en petites aiguilles, qui se réunissent de manière à présenter la forme d'un moule de bouton circulaire.

Elle est soluble dans l'alcool et dans l'eau. La solution aqueuse n'est précipitée que par le nitrate de mercure.

Elle a le goût du suc de viande ou du bouillon.

La leucine se fond à une température bien supérieure à celle de l'eau bouillante. Elle répand une odeur de viande grillée. Une portion se sublime et une autre se réduit en eau, en huile empyreumatique et en ammoniaque.

La leucine produit à peine une légère effervescence avec l'acide nitrique, sans dégagement d'acide nitreux. Il se forme un acide cristallisable, que M. Braconnot appelle *nitro-leucique.* Le nitroleucate de chaux, jeté sur un charbon, fuse.

(*b*) *Matière insoluble.*

Cette matière doit être redissoute dans l'eau froide, pour en séparer le sulfate de chaux qui y est mêlé. La solution, filtrée et évaporée, laisse une matière d'un brun jaunâtre, légèrement déliquescente et contenant peu d'azote, et ayant le goût du bouillon.

La laine chauffée dans de l'eau de potasse s'y dissout très-bien; elle se convertit alors en une matière acide azotée, ainsi que nous l'avons reconnu, M. Gay-Lussac et moi. Il se produit en même temps du sulfure, qui donne à la dissolution une odeur fétide, et la propriété d'absorber l'oxigène de l'air.

La laine se dissout également dans l'eau de baryte bouillante.

§ II, III, IV, V.

DES POILS PROPREMENT DITS, DES CHEVEUX, DE LA CORNE, DE L'ÉCAILLE.

Ces matières sont, suivant Vauquelin, essentiellement composées de mucus solide et de matière grasse.

Il attribue la couleur diverse des cheveux et des poils à des huiles diversement colorées. Mais

je pense que ces huiles sont incolores et qu'elles doivent leur couleur à des principes étrangers à leur propre nature.

DE LA SOIE.

La soie, produite par le bombyce du mûrier (*phalæna mori*), est distincte par sa structure des poils en général et de la laine en particulier : en effet, ceux-ci sont organisés, tandis que la soie ne l'est pas. Elle est contenue, à l'état d'un liquide visqueux, dans un appareil glanduleux, qui a la forme d'un long vaisseau replié sur lui-même, et qui, à l'extrémité la plus rapprochée de la tête de l'insecte, communique à un conduit excréteur : ce conduit aboutit à un tubercule mobile, percé d'un petit trou par lequel le liquide visqueux s'écoule au dehors, où il est bientôt changé en soie, c'est-à-dire en une substance solide. Le tubercule se trouve au-dessous de la lèvre inférieure.

§ Ier.

COMPOSITION IMMÉDIATE DE LA SOIE ÉCRUE.

La soie écrue jaune, telle qu'elle est, après que le liquide visqueux excrété du bombyce du mûrier s'est solidifié dans l'atmosphère, est

composée de plusieurs matières, qui sont, suivant M. Roard,

Une matière azotée, soluble dans l'eau et appelée improprement *gomme ;*

Une matière azotée, insoluble dans l'eau;

Une huile volatile ;

Une cire ;

Et *une matière colorante jaune.*

L'ensemble de ces matières est appelé le *vernis de la soie.* Il est soluble dans l'eau de savon bouillante, et même dans l'eau également bouillante, suivant l'observation de l'abbé Collomb.

La *soie écrue* blanche a la même composition, excepté qu'elle ne contient pas de principe colorant.

M. Roard ayant fait évaporer à sec de l'eau qui avait bouilli pendant 8 heures avec de la soie écrue jaune, a séparé du résidu :

1° La *matière azotée soluble*, au moyen de l'eau froide ;

2° La *matière colorante*, au moyen de l'alcool froid :

3° La *cire*, au moyen de l'alcool bouillant.

4° Le résidu de ces trois traitemens était la *matière azotée insoluble.*

En traitant la soie écrue jaune par l'alcool

bouillant, M. Roard a obtenu une solution composée d'une *huile volatile,* de *cire* et de *matière colorante;* par le refroidissement de la liqueur il s'est formé un dépôt de cire contenant de la matière colorante. L'alcool froid, appliqué à ce dépôt, a dissous le principe colorant, à l'exclusion de la cire.

Examinons successivement ces matières.

MATIÈRE AZOTÉE SOLUBLE (*gomme* de Roard).

A l'état sec et en masse, elle est friable, d'un jaune rougeâtre très-clair; elle a la saveur et l'odeur des extraits.

5 ou 6 parties d'eau la dissolvent. La solution est d'un rouge brun; elle mousse par l'agitation. Elle est précipitée par le chlore et par la noix de galle. Abandonnée à elle-même à l'air chaud, elle exhale l'odeur fétide des matières organiques azotées qui se décomposent.

Elle est insoluble dans l'alcool.

La soie écrue en contient de 0,23 à 0,24 de son poids.

MATIÈRE AZOTÉE INSOLUBLE.

Elle est d'un brun noirâtre, brûle à la manière des matières animales, et ne se dissout, ni dans l'eau, ni dans l'alcool.

Elle est soluble dans les acides concentrés.

HUILE VOLATILE.

Elle est odorante et a de grands rapports avec l'huile d'anis et celles de quelques autres végétaux.

CIRE.

Elle est dure, cassante, légèrement colorée; elle se fond de 75 à 80°.

L'alcool d'une densité de 0,829 n'en dissout pas plus de $\frac{1}{2000}$ de son poids à une température de 20 à 25°. Quand il est bouillant, il en dissout de $\frac{1}{300}$ à $\frac{1}{400}$ seulement. La solution, à peine colorée, précipite par le refroidissement des flocons blancs légers qui retiennent beaucoup de liquide entre leurs parties.

Cette cire fait de $\frac{1}{200}$ à $\frac{1}{300}$ du poids des soies écrues.

MATIÈRE COLORANTE.

C'est une substance résineuse presque solide à 12° et absolument fluide à 30°, d'un rouge brun en masse, et d'un beau jaune verdâtre, quand elle est divisée.

Elle a une odeur forte, due à de l'huile volatile qu'elle retient.

Il ne faut pas plus de 8 à 10 parties d'alcool pour la dissoudre.

Sa solution alcoolique est promptement décolorée par son exposition à la lumière.

Les alcalis caustiques en dissolvent une petite quantité à froid, et un peu plus à chaud.

L'eau de savon en dissout peu à froid, mais beaucoup quand elle est bouillante; elle est donc alors beaucoup plus active que les alcalis caustiques.

L'acide sulfureux la décolore en partie, et le chlore instantanément.

Les acides sulfurique et hydrochlorique concentrés la noircissent sur-le-champ.

D'après plusieurs expériences que j'ai faites sur le vernis de la soie, je ne puis considérer la *matière colorante* de M. Roard comme un *principe immédiat pur;* car le principe colorant de la soie jaune écrue n'y est que dans une proportion excessivement faible, et il me paraît certain que la matière colorante obtenue par M. Roard contenait non-seulement de la matière huileuse, mais encore d'autres matières concrètes de nature grasse.

Quoi qu'il en soit, on voit toujours la possibilité, en traitant la soie par l'alcool ou l'éther et l'eau, dans un digesteur distillatoire, de l'amener à un état où on pourra la considérer

comme sensiblement pure. Nous allons examiner les propriétés dont elle jouit après ces traitemens.

§ II.

PROPRIÉTÉS DE LA SOIE PRIVÉE DE SON VERNIS.

I. COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.

La soie ne contient point de soufre; en cela elle diffère de la laine; mais comme celle-ci elle est essentiellement formée de

Oxigène, azote, carbone et hydrogène,

dans des proportions qui n'ont pas été déterminées.

II. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

La soie est en brins cylindriques, sans aucune structure organique, puisque, ainsi que nous l'avons dit, elle sort à l'état liquide du corps de l'animal qui la produit.

Elle est plus dense que l'eau.

Sa tenacité est très-grande.

Elle est incolore.

III. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

A. *Cas où elle ne s'altère pas.*

Elle est assez hygrométrique.

Elle ne se dissout point, ni à froid, ni à chaud, dans l'eau, l'alcool, l'éther et les eaux acidulées.

Elle ne se dissout pas non plus dans les eaux alcalines faibles à froid.

Elle s'unit à plusieurs acides, à un grand nombre d'oxides métalliques et de sels.

MM. Thénard et Roard ont démontré qu'elle s'unit à l'alun, sans que celui-ci éprouve le moindre changement de composition. Dans une de leurs expériences, 95^{gr} de soie ayant resté 6 jours en macération dans 4000^{gr} d'eau, tenant 100$^{gr.}$ d'alun en solution, ils ont vu qu'en lui faisant subir douze lavages successifs, en employant chaque fois 6 litres d'eau distillée bouillante, on en séparait tout l'alun qui s'y était fixé, et que cette quantité représentait exactement celle que le bain d'alunage avait perdue.

Les mêmes chimistes ont vu que la soie s'unit aussi à l'acétate d'alumine, mais qu'en exposant ensuite cette soie à l'air, elle perd une portion d'acide acétique, de sorte qu'elle reste combinée à un sous-acétate. Ils ont observé enfin qu'en la faisant bouillir dans l'eau, elle cède à ce liquide du sur-acétate d'alumine et qu'elle retient de l'alumine pure.

La soie, plongée dans un bain de sulfate de

peroxide de fer, se colore en jaune rougeâtre, en fixant de la base du sel qui retient peut-être un peu d'acide sulfurique. Ce qui est certain, c'est qu'il reste de l'acide libre dans le bain, ainsi que je m'en suis assuré.

B. *Cas où la soie est altérée.*

La soie exposée au feu se fond, se boursoufle, noircit, et laisse un charbon difficile à incinérer.

En la chauffant dans une cornue, on obtient de l'eau, du sous-carbonate, et probablement de l'acétate et de l'hydrocyanate d'ammoniaque, une huile jaune, une huile brune, des gaz acide carbonique, hydrogène carboné et oxide de carbone, et enfin du charbon.

L'acide nitrique à 34°, chauffé dans une cornue avec $\frac{1}{6}$ de son poids de soie, la dénature complètement. Il se dégage du gaz azote, de l'acide nitreux, etc., et l'on obtient une solution jaune qui contient de l'acide oxalique et de l'acide carbazotique. Si la soie retenait de la matière cireuse, celle-ci se séparerait à la surface de la liqueur et sa quantité s'élèverait de 0,005 à 0,010 du poids de la soie. Enfin, si la soie n'avait pas été dépouillée de chaux par l'a-

cide hydrochlorique, cette base serait à l'état d'oxalate en partie précipité, en partie dissous dans l'excès d'acide nitrique de la liqueur.

La soie humide, plongée dans le gaz sulfureux, blanchit d'abord, puis finit par jaunir et s'altérer profondément.

L'acide sulfurique concentré décompose la soie : les faits suivans, observés par M. Braconnot, le démontrent.

Si, dans un mortier de verre, on humecte légèrement d'acide sulfurique concentré des morceaux d'un tissu de soie blanche, et qu'après quelques minutes on triture le mélange avec un peu d'eau, on a un mucilage épais. Si on ajoute de nouvelle eau, le mucilage se défait; un précipité abondant se manifeste, et il ne reste que très-peu de matière en dissolution.

Le précipité bien lavé est insipide, insoluble dans l'eau froide, un peu soluble dans l'eau bouillante. Cette solution se couvre de pellicules par l'évaporation, et précipite par l'infusion de noix de galle.

Si l'on fait réagir sur la soie une plus grande quantité d'acide sulfurique concentré, et plus long-temps, il se produit de la chaleur, mais pas d'acide sulfureux. Au bout de 24 heures

tout est dissous, sauf 0,03 environ. En neutralisant l'acide sulfurique par la craie, on obtient une matière représentant environ les 0,84 du poids de la soie. Elle est rougeâtre, transparente, soluble dans l'eau froide; la solution précipite par la noix de galle et le sous-acétate de plomb, et ne se prend pas en gelée. Elle donne un produit ammoniacal à la distillation.

Le chlore altère la soie avec beaucoup d'énergie.

La soie, que l'on fait chauffer dans une forte solution de potasse ou de baryte, s'altère profondément. Elle se dissout en grande partie. La solution contient un acide azoté analogue, s'il n'est identique, à celui qu'on obtient avec la laine, ainsi que nous l'avons observé, M. Gay-Lussac et moi.

QUATRIÈME SOUS-DIVISION.

DE PLUSIEURS LIQUIDES ANIMAUX.

Il existe des liquides animaux dont le teinturier ne doit point ignorer la composition, par la raison qu'ils sont employés dans le blanchîment des toiles, pour détacher plusieurs sortes d'étoffes, pour en préparer à recevoir la teinture, enfin pour virer certaines couleurs.

SANG.

I. COMPOSITION IMMÉDIATE.

Le sang des mammifères, à l'état normal, est composé de

Eau,
Fibrine,
Albumine,
Hématosine (Brande),
Matière grasse du cerveau (Chevreul),
Urée (Prévost et Dumas),
Acétate de soude et matière extractive (Berzelius),
Sulfate de potasse,

Chlorure de sodium (Rouelle),
Chlorure de potassium,
Soude plus ou moins carbonatée (Haen et Rouelle),
Phosphate de chaux,
Phosphate de magnésie,
Peroxide de fer.

Je suis assez porté à croire que tous les sangs contiennent le principe colorant jaune de la bile.

On admet généralement que le sang de tous les animaux vertébrés est formé des mêmes principes immédiats.

On peut considérer l'hématosine comme le principe caractéristique du sang de ces mêmes animaux, en cela qu'elle n'a été rencontrée que dans ce fluide, et que tous les principes immédiats qui l'y accompagnent ont été trouvés ailleurs.

II. PROPRIÉTÉS DU SANG.

Le sang des artères, qui est soumis à l'influence de l'air, a une couleur rouge tirant sur l'écarlate, tandis que celui des veines est d'un rouge pourpre.

Le sang est plus dense que l'eau, et le sang des artères l'est moins que celui des veines.

Il est légèrement alcalin aux réactifs colorés.

Il est formé d'un liquide incolore, ou légèrement coloré en jaunâtre, appelé *sérum du sang*, et de *globules mous*.

Excepté la fibrine et l'hématosine, et peut-être le peroxide de fer, on trouve dans le sérum tous les principes immédiats du sang.

Les globules contiennent toute la fibrine et toute ou presque toute l'hématosine du sang, tout ou presque tout le peroxide de fer, et en outre de la cérébrine et de l'eau; mais est-ce de l'eau pure ou du sérum? ne contiennent-ils pas encore une partie membraneuse de nature albumineuse, teinte par l'hématosine? Ce sont des questions à résoudre.

Ce qu'il y a de certain, c'est que le sang abandonné à lui-même se prend en masse, et peu à peu la partie solide de cette masse se contracte, et une partie du sérum qu'elle contenait entre ses parties s'en sépare.

Si l'on malaxe au milieu de l'eau la partie solide, après l'avoir isolée du sérum, il reste une fibrine membraneuse, ou en forme de rubans, et la partie colorée semble avoir été entraînée dans l'eau à l'état liquide : Mais MM. Prévost et Dumas pensent qu'elle y est simplement suspendue à l'état d'une matière gélatineuse très-divi-

sée, et qu'elle se dépose par le repos, sans être capable de s'agréger.

Si le sang, au sortir des vaisseaux, est battu avec un petit balai de branches de bouleau ou de bruyère, la fibrine se sépare à l'état de longs filamens, qui s'attachent au balai.

III. USAGES.

Le sang qui a été dépouillé de fibrine par l'agitation, peut être employé dans plusieurs opérations des arts, où il s'agit de clarifier des liqueurs qu'on expose à l'action de la chaleur.

Nous avons vu que l'albumine du blanc d'œuf, exposée à l'air, s'y dessèche sans que le résidu qu'elle laisse ait perdu la propriété de se redissoudre dans l'eau froide. Il en est de même de l'albumine du sang. Par conséquent, en desséchant ce liquide privé de sa fibrine, on obtient un résidu qu'on peut exporter au loin, pour clarifier plusieurs liquides.

Le sang desséché est un excellent engrais.

Il peut être employé à la fabrication du cyanure de potassium et de fer.

LAIT.

I. COMPOSITION.

Le lait de vache, qui a été le plus examiné, est formé de

Eau,
Caséum,
Beurre formé de { butirine, stéarine, oléine, principe odorant, principe colorant jaune,
Sucre de lait,
Acide acétique,
Acide butirique (quelquefois traces),
Phosphate de chaux,
Phosphate de magnésie,
Chlorure de sodium,
Chlorure de potassium.

II. PROPRIÉTÉS.

Le lait doit son opacité au beurre qui s'y trouve en suspension et non dissous.

Il est plus dense que l'eau.

Il rougit sensiblement le tournesol.

Lorsqu'il est abandonné à lui-même, le beurre, plus léger que la partie aqueuse, s'en sépare à

l'état de *crême*, c'est-à-dire, d'une substance qui retient entre ses particules une portion de lait, quelquefois même une quantité sensible de caséum, qui s'est coagulé spontanément.

C'est en agitant la crême dans un vase appelé *baratte*, que l'on parvient à réunir les particules butireuses en une seule masse, qui est le *beurre frais*, lequel retient toujours, à l'état de mélange, une portion de la partie aqueuse du lait.

Si le lait est abandonné à lui-même, soit écrémé, soit non écrémé, et surtout si la température est élevée, il se produit un acide qui détermine ou accompagne la coagulation du caséum. Le *caséum coagulé*, suivant l'opinion la plus généralement reçue, est uni à une portion de l'acide qui s'est développé dans le lait; il est mélangé en outre de beurre, lors même que le lait dont on s'est servi a été écrémé, par la raison qu'il n'a pas été possible, jusques ici, de séparer tout le beurre du lait, en l'abandonnant à lui-même dans un lieu frais. On voit donc qu'il ne faut pas confondre le caséum (Voy. Tom. II, *leçon* 28, *page* 60) avec *les fromages*.

Lorsqu'on ajoute à du lait frais de l'acide tar-

trique, de l'acide acétique, etc., etc., il se coagule plus ou moins promptement, et si l'on expose le mélange à une douce chaleur, qu'on le jette ensuite sur un filtre, on obtient un liquide d'un jaune tirant sur le verdâtre, qui est appelé *petit lait,* et qui contient tous les sels du lait, le sucre de lait, une partie de l'acide employé à la coagulation, et une petite quantité de caséum.

III. USAGES.

Le lait, à l'état frais, n'est pas employé en teinture; mais la partie aqueuse, provenant du lait spontanément aigri, servait plus qu'elle ne sert aujourd'hui au blanchîment des toiles; elle agissait par son excès d'acide.

Dans plusieurs endroits du nord de la France, on passe les laines filées, qui ne sont pas d'un beau blanc, dans du lait de beurre, pour leur donner de la blancheur.

BILE.

I. COMPOSITION.

La bile de bœuf est formée de

Eau,
Principe odorant,

Cholestérine,
Acide margarique,
Acide stéarique,
Acide oléique,
Principes colorans,

} Ainsi que je l'ai démontré, c'est l'ensemble de ces corps qu'on a appelé *résine de la bile.*

Matière azotée (mucus, albumine),
Picromel,
Soude,
Chlorure de sodium,
Phosphate de chaux.

Les uns considèrent la matière azotée de la bile comme de l'albumine, tandis que les autres la considèrent comme du mucus.

La soude est en partie carbonatée, en partie unie aux acides gras.

La bile de porc contient, outre ces substances, un acide remarquable par son amertume, que j'ai appelé *picrique;* il fait partie de la résine de cette bile.

II. PROPRIÉTÉS.

La bile est un liquide plus ou moins visqueux, plus dense que l'eau, verdâtre ou jaunâtre, ayant une odeur nauséabonde, et une saveur amère et sucrée.

Elle est alcaline au papier rouge de tournesol.

Lorsqu'on y verse peu d'acide, on en précipite la matière azotée, avec un peu de principes

colorans, qu'on peut en isoler au moyen de l'alcool ou de l'éther.

III. USAGES.

La bile est employée, sous le nom d'*amer*, pour détacher les étoffes, surtout celles de laine. Elle doit cette propriété à ce que le picromel et les savons formés par les corps gras et la soude ont la propriété, sinon de dissoudre, du moins de tenir en suspension les matières grasses qui tachaient les étoffes et qu'on en a séparées par le frottement. Ajoutons que la légère alcalinité de la bile tend à rehausser certaines couleurs tendres, et qu'elle n'est point assez intense pour changer les couleurs foncées.

Par la raison que la matière azotée, contenue dans la bile, est le seul de ses principes immédiats qui soit susceptible de lui faire exhaler une odeur putride par la décomposition spontanée, on a proposé de l'en séparer par différens moyens, afin de pouvoir conserver la bile ainsi purifiée pour l'usage du dégraissage, etc.; mais de plusieurs procédés qu'on a publiés, celui de M. Tomkins a réuni le plus de suffrages. Voici en quoi il consiste :

On met une pinte de bile de bœuf sur le feu;

on fait bouillir et on écume la matière azotée qui se sépare; on y fait dissoudre ensuite 1 once d'alun en poudre fine; puis on renferme la liqueur refroidie dans une bouteille, qui ne doit pas être bouchée hermétiquement.

On met une pinte de bile de bœuf sur le feu; on fait bouillir et on écume comme dans l'opération précédente; on y fait dissoudre ensuite 1 once de chlorure de sodium, réduit en poudre fine; puis on renferme la liqueur refroidie dans une bouteille, qui ne doit pas être bouchée hermétiquement.

Au bout de trois mois environ, les liqueurs qui ont dû être abandonnées à elles-mêmes, à une température de 12 à 15°, sont éclaircies. On les décante, en les mêlant ensemble à volume égal, et séparant la partie liquide du précipité, soit par la décantation, soit par la filtration, on a une liqueur incolore, très-propre au dégraissage et à la peinture à l'aquarelle ou en miniature.

URINE.

I. COMPOSITION.

L'urine humaine est composée de

Eau,

Urée,
Mucus, dont une partie est en suspension,
Principe colorant jaune, qui est probablement celui de la bile,
Acide acétique,
— urique,
— rosacique,
— carbonique,
Phosphate de chaux,
— de magnésie,
— de soude,
— d'ammoniaque,
Chlorure de sodium,
Sulfate de potasse.

II. PROPRIÉTÉS.

L'urine humaine fraîche est colorée en jaune plus ou moins orangé. Elle est plus dense que l'eau; elle a une saveur salée particulière et une odeur légère.

Abandonnée à elle-même dans un lieu froid, elle ne tarde point à déposer d'abord le mucus qui s'y trouve en suspension, et ensuite de l'acide urique, souvent coloré par de l'acide rosacique; si l'urée se décompose, il se précipite des flocons de phosphate de chaux, et de petits cristaux de phosphate ammoniaco-magnésien.

L'urine n'intéresse le teinturier que sous le

rapport de la propriété qu'elle a de passer rapidement à l'état ammoniacal, lorsqu'elle est abandonnée dans un lieu chaud. L'ammoniaque produite alors est en bien plus grande quantité qu'il ne faut pour neutraliser tous les acides de l'urine.

III. USAGES.

Ainsi que je l'ai dit, l'urine n'est d'usage en teinture qu'autant qu'elle est devenue ammoniacale par la décomposition spontanée de l'urée; dans cet état elle peut être employée pour faire passer des couleurs rouges à l'amarante, au rouge pourpre, etc., pour monter les cuves d'indigo dites à l'urine.

Il ne faudrait pas croire que, dans tous les cas possibles, l'urine ammoniacale n'agirait que par son alcali, ou plutôt par son carbonate d'ammoniaque, car ses autres sels peuvent communiquer à l'eau des propriétés qu'elle n'aurait point, si elle ne contenait que la quantité de carbonate d'ammoniaque qui s'y trouve.

Fig. 1.

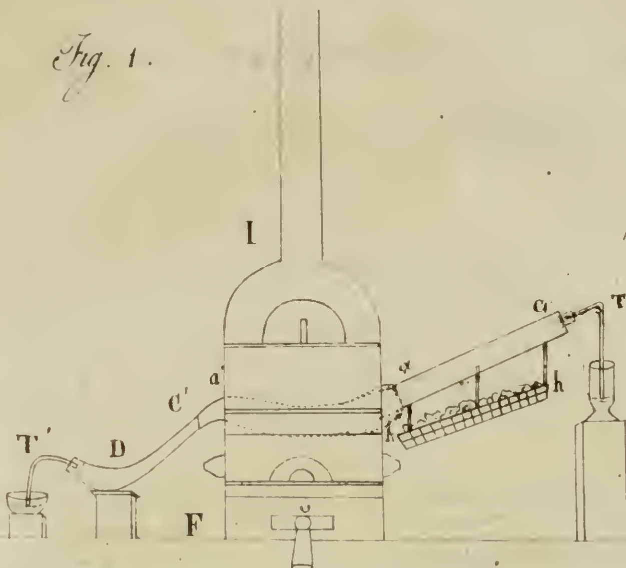


Fig. 2





Fig. 3

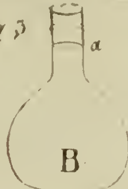


Fig. 4

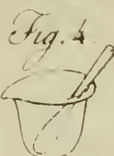


Fig. 5

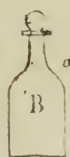




Fig. 6.

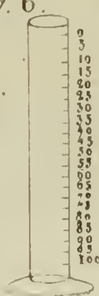


Fig. 7

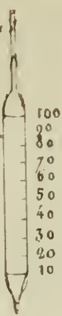


Fig. 8

Fig. 9.

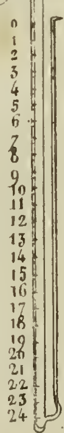


Fig. 10

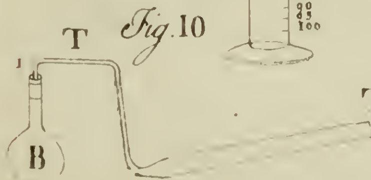


Fig. 11



Fig. 12



TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES

DANS LE TOME SECOND.

SEIZIÈME LEÇON.

MAGNÉSIUM.

CALCIUM.

STRONTIUM.

BARIUM.

PREMIÈRE SECTION.

SECTION II.

DIX-SEPTIÈME LEÇON.

LITHIUM.

PREMIÈRE SECTION.

SODIUM.

DIX-HUITIÈME LEÇON.

POTASSIUM.

DIX-NEUVIÈME LEÇON.

DEUXIÈME DIVISION.

Des composés définis ternaires, quaternaires, etc., qui paraissent formés d'un comburant simple uni à un comburant composé, ou d'un comburant composé uni à un combustible simple.

VINGTIÈME LEÇON.

TROISIÈME DIVISION.

Des acides et des bases salifiables, ternaires, quaternaires, etc., qui ne rentrent pas dans la division précédente, parce que, dans l'état actuel de la science, on ne peut encore les considérer comme des composés immédiats d'un comburant et d'un combustible.

VINGT-UNIÈME LEÇON.

QUATRIÈME DIVISION.

Des Sels proprement dits.

GÉNÉRALITÉS.

VINGT-DEUXIÈME LEÇON.

Des généralités que présentent les sels ordonnés en genres, d'après la considération de l'acide.

VINGT-TROISIÈME LEÇON.

Des Sels groupés en genres, qui contiennent la même base salifiable.

VINGT-QUATRIÈME LEÇON.

Étude spéciale de plusieurs Sels à base d'ammoniaque et à base de potasse.

VINGT-CINQUIÈME LEÇON.

Étude spéciale de plusieurs Sels à base de soude.

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

Étude spéciale de plusieurs sels d'alumine, de zinc, de fer, de plomb, de cuivre et d'antimoine.

VINGT-SEPTIÈME LEÇON.

CINQUIÈME DIVISION.

Des composés définis ternaires, quaternaires, etc.,
qui paraissent formés d'un composé électro-négatif, faisant fonction d'acide,
et d'un composé électro-positif,
faisant fonction d'alcali.

VINGT-HUITIÈME LEÇON.

SIXIÈME DIVISION.

Des composés définis ternaires, quaternaires, etc., neutres aux réactifs colorés, qu'on ne peut considérer encore comme des composés immédiats, soit d'un comburant simple ou composé uni à un combustible composé ou simple, soit de deux composés, dont l'un fait fonction d'acide, et l'autre fait fonction d'alcali.

VINGT-NEUVIÈME LEÇON.

TRENTIÈME LEÇON.

SEPTIÈME DIVISION.

Composés indéfinis, ou mélanges de plusieurs principes immédiats organiques.

FIN DU TOME SECOND.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
Rue d'Erfurth, n. 1, près de l'Abbaye.

ERRATA DU TOME SECOND.

SEIZIÈME LEÇON.

Page 3, lignes 1 et 2, *en communication,* ajoutez *l'un avec l'autre.*

Page 67, ligne 9, ajoutez *et quelquefois par de l'oxide de manganèse.*

DIX-SEPTIÈME LEÇON.

Page 13, ligne 14, au lieu de *tube*, lisez *canon de fusil.*

Page 37, ligne 2, au lieu de *potassium,* lisez *sodium.*

DIX-HUITIÈME LEÇON.

Page 49, lignes 3 et 4 en remontant, au lieu d'*acide,* lisez d'*acides.*

Page 52, ligne 1, au lieu de *et les,* lisez *et leurs.*

DIX-NEUVIÈME LEÇON.

Page 26, supprimez la ligne 12.

VINGTIÈME LEÇON.

Page 4, ligne dernière, au lieu de *magneséium,* lisez *magnésium.*

Page 14, ligne 6 en remontant, au lieu de 61, lisez 57.

Page 32, ligne 13, au lieu de *carbone* 6, lisez *carbone* 4.

Page 42, ligne 17, ôtez *se.*

Page 60, ligne 6, au lieu de 5924,46, lisez 6924,46.

Page 63, ligne 2, au lieu de *inaltérable*, lisez *incristallisable.*

Page 78, I. *Composition.*

Les nombres 1, 5, 4, exprimant les nombres d'atomes qui constituent l'acide benzoïque, ainsi que les nombres qui les suivent exprimant les poids respectifs des mêmes atomes, doivent être multipliés par 3.

Page 109, ligne 8, au lieu de *Houton*, lisez *Houtou.*

VINGT-DEUXIÈME LEÇON.

Page 10, ligne 15, au lieu de *quadrosous-nitrites,* lisez *quadrosous-hyponitrites.*

VINGT-QUATRIÈME LEÇON.

Page 15, lignes 12 et 13, au lieu de *qu'elle a éprouvée,* lisez *à laquelle elle a été exposée.*

Page 41, ligne 10, après *de la masse*, ajoutez *suivant M. Chaptal.*

Page 83, ligne 8 en remontant, au lieu de 2708,80, lisez 2708, 83.

VINGT-CINQUIÈME LEÇON.

Page 6, ligne 4, au lieu de *sulfureux*, lisez *hyposulfureux*.
Page 12, ligne 4, au lieu de 50,37, lisez 51,37.
Page 24, lignes 1 et 5, au lieu de 3,69, lisez 3,70.
Idem, ligne 7, au lieu de 36,9, lisez 37.

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

Page 3, ligne 13, au lieu de *que*, lisez *et qu'on peut enoncer en ces termes*.
Page 6, ligne 2, en remontant, au lieu de *sulfate d'ammoniaque*, ... 12,16, lisez 12,86.
Page 39, ligne 1, au lieu de 2 $\frac{1}{}$, lisez 2 $\frac{1}{2}$.
Page 83, ligne 6, au lieu de *langue*, lisez *longue*.

VINGT-SEPTIÈME LEÇON.

Page 4, ligne 15, supprimez *de*.

VINGT-HUITIÈME LEÇON.

Page 5, ligne 12, supprimez *de*.

VINGT-NEUVIÈME LEÇON.

Page 3, ligne 9, au lieu de *vivifie*, lisez *revivifie*.
Page 10, ligne 11, au lieu de *de*, lisez *des*.
Page 53, ligne 12, au lieu de *de*, lisez *du*.
Page 56, ligne 4, supprimez *de*.

TRENTIÈME LEÇON.

Page 54, ligne 6 en remontant, supprimez *de*.
Page 57, ligne 11, après ces mots, *d'un aspect cuivré*, ajoutez *lorsqu'on l'a frotté avec l'ongle*.
Page 60, ligne dernière, au lieu de *pipète*, lisez *pipette*.
Page 64, lignes 12 et 13, au lieu de *en donnent une liqueur*, lisez *donnent des liqueurs qui sont*.
Page 100, ligne dernière, rétablir au commencement de la ligne le mot *leur*.
Page 148, ligne 6, les mots *sans la précipiter* doivent précéder *en fonce la couleur*.
Page 156, ligne 4 en remontant, effacez *enfin*, et au lieu de *prouvent*, lisez *démontrent*.
Page 183, ligne 5, supprimez *surtout*.
Page 185, ligne 2 en remontant, au lieu de *page* 11, lisez *page* 53.
Page 222, ligne 12, effacez *des os*.

---

283 [illegible] 1180 [illegible]

156 × 1196 (11)^5

486

143

2 [illegible]

345

413 –

